Chem. 5 rd

Arendt

Grundzüge
der
Chemie und Mineralogie.

Methodisch bearbeitet

von

Prof. Dr. Rudolf Arendt
in Leipzig.

Mit 271 in den Text eingeschalteten Abbildungen
und einer Buntdrucktafel.

Sechste,
verbesserte und vermehrte Auflage.

Hamburg und Leipzig,
Verlag von Leopold Voss.
1897.

3878

BIBLIOTHECA
REGIA
MONACENSIS

Grundzüge

der

Chemie und Mineralogie.

Sechste Auflage.

Grundzüge
der
Chemie und Mineralogie.

Methodisch bearbeitet

von

Prof. Dr. Rudolf Arendt
in Leipzig.

Mit 271 in den Text eingeschalteten Abbildungen
und einer Buntdrucktafel.

Sechste,
verbesserte und vermehrte Auflage.

Hamburg und Leipzig,
Verlag von Leopold Voss.
1897.

Alle Rechte vorbehalten.

Insbesondere ist die Nachbildung sämtlicher Abbildungen der Mineralien und Gesteine im mineralogischen Teile (S. 151—201) untersagt.

Die erste Auflage erschien 1884.
Die zweite Auflage erschien 1887.
Die dritte Auflage erschien 1890.
Die vierte Auflage erschien 1892.
Die fünfte Auflage erschien 1894.

Druck von Metzger & Wittig in Leipzig.

Aus der Vorrede zur ersten Auflage.

Die vorliegenden „Grundzüge der Chemie“ sind nach den methodischen Prinzipien bearbeitet, welche ich zuerst in meinem *Lehrbuch,*[1] später auch in meinem *Grundrifs der Anorganischen Chemie*[2] zur Durchführung gebracht und in meiner *Technik der Experimentalchemie* eingehend entwickelt und erörtert habe. Ich glaube daher, an diesem Orte von einer Besprechung der angewandten Methode absehen zu dürfen.

Dagegen möchte ich hervorheben, dafs diese „Grundzüge“ nicht nur die **Anorganische,** sondern auch die **Organische Chemie** umfassen, zugleich mit Hinblicken auf die **Technische** und **Physiologische Chemie.**

Das Buch ist für solche mittlere und höhere Lehranstalten bestimmt, die für die Chemie nur eine beschränkte Unterrichtszeit (120 bis 160 Stunden) zur Verfügung haben. Deshalb bin ich bei der Bearbeitung desselben mit der äufsersten Sorgfalt bemüht gewesen, alles nur irgend Entbehrliche und Überflüssige auszuscheiden. Dinge von blofs wissenschaftlichem Interesse wurden beiseite gelassen und die Theorien der Chemie nur so weit berücksichtigt, wie es zum Verständnis der chemischen Vorgänge absolut erforderlich ist. Hierdurch glaube ich, den Stoff auf dasjenige Minimum reduziert zu haben, welches für Schulen der genannten Art einerseits zulässig, andererseits aber auch geboten erscheint.

Um den Gebrauch des Buches zu erleichtern, ist das ganze Pensum in Lektionen geteilt, welche durch grofse Ziffern am vorderen Rand der Seiten markiert sind. Der Umfang dieser Lektionen ist

1) 1. Auflage 1868; 3. Auflage 1875.
2) 1. Auflage 1876; 2. Auflage 1881.

so bemessen, dafs jede derselben einschliefslich der nötigen Repetitionen bequem in einer Unterrichtsstunde absolviert werden kann. Ja viele derselben sind so knapp gehalten, dafs es dem Lehrer, wenn etwa die Zeit drängen sollte, ein Leichtes sein wird, ab und zu zwei in eine zusammenzufassen. Dafs dies keine blofse Behauptung, sondern in der That sehr wohl durchführbar ist, habe ich selbst beim Unterrichte vielfach erprobt, und jeder Sachverständige wird dem beistimmen können. Das Buch kann also Seite für Seite als Grundlage für den Unterricht dienen und braucht nicht zum Range eines chemischen Lesebuchs degradiert zu werden.

Die bei dem Unterrichte auszuführenden Versuche sind nur kurz beschrieben, d. h., es ist überall nur so viel davon gesagt, wie sich der Schüler zu merken hat, auch ist das Ergebnis derselben immer durch gröfsere Schrift oder durch gesperrten Druck hervorgehoben. Eine genaue, ganz ins einzelne gehende Anleitung zur Ausführung der Versuche habe ich in meiner

Technik der Experimentalchemie

(1. Auflage, Hamburg und Leipzig, 1881, Leopold Voss; 2. Auflage 1892) niedergelegt. Der gröfseren Bequemlichkeit wegen ist bei jedem Versuche auf den betreffenden Paragraphen dieses Werkes in eckiger Parenthese, z. B. [T. § 71 u. 72] verwiesen.

Leipzig, im Februar 1884.

Aus der Vorrede zur vierten Auflage.

Eine eingehende Begründung und Klarlegung der Methode, welche allen meinen Lehrbüchern der Chemie für Schulen, so auch diesem, zu Grunde liegt, habe ich vor mehreren Jahren unter dem Titel:

Methodischer Lehrgang der Chemie,

durch eine Reihe zusammenhängender Lehrproben dargestellt,

(Halle 1887), erscheinen lassen. Da dieses Werk speziell in der Absicht niedergeschrieben worden ist, den logischen Zusammenhang der einzelnen Kapitel des auch in diesen Grundzügen befolgten Lehrganges hervortreten zu lassen, so darf ich mir wohl gestatten, die Herren Fachgenossen auf dasselbe hinzuweisen und es ihrer freundlichen Beachtung zu empfehlen.

Leipzig, im August 1892.

Vorrede zur fünften Auflage.

Die steigende Verbreitung dieses Schulbuches im Laufe der letzten Jahre machte es dem Autor im erhöhten Mafse zur Pflicht, bei der Bearbeitung dieser neuen Auflage nicht nur, wie bisher, den Fortschritten der Wissenschaft mit besonderer Aufmerksamkeit zu folgen und den Anforderungen eines pädagogischen Unterrichts gebührend Rechnung zu tragen, sondern auch den Inhalt durch geeignete Zusätze und Erweiterungen den Bedürfnissen der verschiedenen Schulen immer besser anzupassen.

Dies ist nach sorgsamstem Ermessen geschehen, wobei die in freundlichen privaten Mitteilungen ausgesprochenen Wünsche thunlichst Berücksichtigung gefunden haben.

Abgesehen von mancherlei kleinen bessernden Abänderungen des Textes infolge wiederholter genauer Durchsicht beim Gebrauche, seien folgende gröſsere Ergänzungen und Erweiterungen hier hervorgehoben.

1. Alle Namen und Bezeichnungen aus fremden Sprachen (mit Ausschluſs der mineralogischen und geologischen, was zu weit geführt haben würde) sind nach ihrer Abstammung in Fuſsnoten erläutert.

2. Die logische Einteilung des Stoffes — bei der Anorganischen Chemie in fünf, bei der Organischen in vier Abschnitte — ist behufs gröſserer Übersichtlichkeit schärfer und in augenfälligerer Weise durchgeführt, ohne daſs dadurch in der Reihenfolge der einzelnen Kapitel etwas geändert worden ist.

3. Einzelne Kapitel sind wesentlich umgearbeitet und erweitert; in weniger erheblichem Umfang die folgenden: Vorkommen und Bedeutung der Elemente (S. 32), Reduktionsprozesse (S. 57 und 58), Generator- und Regenerativofen (S. 65 und 66), Säurehydrate (S. 98, 99, 104 und 105), Krystallwassergehalt der Salze (S. 123 und 124), Zersetzung der Alkalisalze (S. 132 und 133), Stickoxyd und Stickoxydul (S. 201 und 202); — in gröſserem Umfange das wichtige Kapitel der Salze, besonders die Silikate (S. 177—191), in ihrem natürlichen Vorkommen, sowie in ihrer Anwendung zur Thonwaren- und Glasfabrikation.

4. Neu ist die Einschaltung eines mineralogisch-geologischen Kapitels unter der Überschrift: Die wichtigsten Mineralien und Gesteine, nach ihrer chemischen Zusammensetzung geordnet (S. 145—160). Das Bedürfnis hiernach hat sich immer mehr und mehr geltend gemacht, hauptsächlich weil in den meisten Schulen eine Behandlung der Mineralien und Gesteine im chemischen Unterricht verlangt wird. Dann aber auch, weil in der Anorganischen Chemie selbst eine Nennung der wichtigsten Mineralien und Gesteine gar nicht umgangen werden kann, diese aber ohne alles Interesse bleibt, solange der Lehrer sich auf die bloſsen Namen beschränken muſs, ohne zugleich eine chemisch-mineralogische Charakteristik derselben geben zu können. — Bei der Auswahl sind maſsgebend gewesen: a) Die Verwendung der Mineralien und Gesteine zu technischen und künstlerischen Zwecken; — b) die Benutzung derselben in der chemischen Industrie zur Darstellung von Chemikalien und Nutzungsprodukten aller Art; — c) ihr Anteil an der Bildung und Umwandlung (Verwitterung) der Erdrinde, sowie ihre Bedeutung für die Entwickelung und das Ge-

deihen des Pflanzenreichs. So mufsten im ganzen 265 Mineralien und 90 Gesteine namhaft gemacht werden, welche sicher in dem Mineralienkabinet keiner besser dotierten Schule fehlen dürften.

Bei der Bearbeitung dieses Kapitels hatte ich mich der ebenso freundlichen als zuvorkommenden Hilfe der Herren Prof. F. Nies an der Kgl. Akademie Hohenheim bei Stuttgart und J. Hazard, Geologe bei der Kgl. sächs. geologischen Landesaufnahme in Leipzig zu erfreuen, wofür ich beiden Herren hierdurch meinen aufrichtigsten und wärmsten Dank ausspreche.

5. Ebenfalls neu ist das letzte Kapitel der Anorganischen Chemie unter der Überschrift: Das periodische System der Elemente (S. 239—242), das in Anbetracht der immer steigenden Bedeutung, welche es für die Gruppierung der Elemente gewinnt, auch in einem Schulbuche nicht mehr umgangen werden kann.

Da durch diese Zusätze und Einschaltungen der Inhalt des Buches nicht unerheblich vermehrt worden ist, so wurde — um den Gebrauch der vorigen Auflage neben der vorliegenden möglichst zu erleichtern — die Einrichtung getroffen,

> dafs an dem Innenrand der Columnen-Uberschriften oben in eckiger Parenthese [] die Seitenzahlen der entsprechenden Columnen der vierten Auflage aufgeführt wurden,

so dafs der Lehrer die Füglichkeit gewinnt, die Schüler sofort darauf zu verweisen.

Schliefslich spreche ich die Bitte an die Herren Fachgenossen aus, mich, wie es bisher von vielen Seiten in dankenswerter Weise geschehen ist, mit ihren Erfahrungen beim Gebrauche des Buches auch fernerhin freundlichst zu unterstützen, damit es mir möglich wird, dieselben eintretenden Falles thunlichst zu verwerten.

Leipzig, im Juli 1894.

R. Arendt.

Vorrede zur sechsten Auflage.

Abgesehen von zahlreichen, weniger umfangreichen Ergänzungen, welche sich durch die Fortschritte der Wissenschaft notwendig machten, ist es hauptsächlich der

mineralogische Teil

dieses Werkes (S. 151—201), welcher eine wesentliche Umarbeitung und Erweiterung erfahren hat. Es ist demselben nicht nur eine Erläuterung der Krystallsysteme vorausgeschickt, sondern auch die Beschreibung der Mineralien und Gesteine, namentlich der letzteren, ist erheblich vervollständigt worden, wodurch letztere für den Schüler ein erhöhtes Interesse gewinnen. Aus demselben Grunde wurde es für rätlich erachtet, die Zahl der Illustrationen zu vermehren, und so ist für diesen Teil des Werkes ein Zuwachs von 93 Krystallbildern, Edelsteinschliffen und nach der Natur gezeichneten Abbildungen von Mineralien und Gesteinen nötig geworden.

Wie bei den beiden letzten Auflagen ist auch bei der vorliegenden durch Beifügung der Seitenzahlen der fünften Auflage die Benutzung der letzteren für Lehrer und Schüler erleichtert.

Leipzig, im Juni 1897.

R. Arendt.

Inhalt.

Anorganische Chemie.

Erster Abschnitt.

Seite

I. Schwere Metalle . 1
- 1. Äufsere oder physikalische Eigenschaften 1
- 2. Verhalten der schweren Metalle beim Erhitzen 5
- 3. Erhitzen der unedlen Metalle beim Abschlufs der Luft 7
- 4. Veränderung der Luft in Berührung mit erhitzten Metallen . . . 8
- 5. Entdeckung des Sauerstoffs 10
- 6. Atmosphärische Luft und Wasser 12
- 7. Hauptergebnis . 15

II. Leichte Metalle und deren Oxyde 18
- 8. Kalium, Natrium, Calcium, Barium, Strontium 18
- 9. Magnesium und Aluminium 20

III. Nichtmetalle oder Metalloide und deren Oxyde 21
- 1. Kohlenstoff und Kohlensäure 21
- 2. Schwefel und schweflige Säure 26
- 3. Phosphor und Phosphorsäure 29
- 4. Arsen und arsenige Säure 30
- 5. Antimon und antimonige Säure 31
- 6. Bor und Borsäure . 32
- 7. Kiesel und Kieselsäure 33

IV. Rückblick . 34
- 1. Natur der Oxyde . 34
- 2. Stellung und Aufgabe der Chemie 35

V. Sulfide . 38
- a) Verbindungen des Schwefels mit den Metallen 38
- b) Verbindungen des Schwefels mit den Metalloiden 40
- c) Natur der Sulfide . 41

VI. Haloide . 42
- 1. Chloride . 42
 - a) Verbindungen des Chlors mit den Metallen 44
 - b) Verbindungen des Chlors mit den Metalloiden 47
 - c) Natur der Chloride . 49
- 2. Bromide, Jodide und Fluoride 50
- 3. Rückblick . 51

Zweiter Abschnitt.

I. Reduktionen . 52
- 1. Reduktion durch Wärme 53
- 2. Reduktion durch stärkere chemische Verwandtschaft 53
 - a) Durch Wasserstoff . 53
 - b) Durch Kohlenstoff . 55
 - c) Durch Kalium oder Natrium 56

Seite
Metallurgie . 58
Carbide oder Carburete 62
Kulturgeschichtliche Bedeutung der Reduktionsprozesse 63
Oxydation und Reduktion in der organischen Natur 64
3. Reduktion durch Elektrizität (Elektrolyse) 65
II. Atomlehre . 67
1. Konstante Verhältnisse 67
2. Vielfache Verhältnisse oder multiple Proportionen 70
3. Benennung der vielfachen binären Verbindungen 73
4. Valenz oder Wertigkeit 76
III. Indirekte Darstellung von Oxyden, Sulfiden und Chloriden . 81
1. Umwandlung von Oxyden in Chloride durch Chlor 81
2. Umwandlung von Oxyden in Sulfide durch Schwefel 82
3. Umwandlung von Sulfiden in Oxyde durch Sauerstoff 83
4. Umwandlung von Oxyden in Chloride durch Chlorwasserstoff . . 84
5. Umwandlung von Oxyden in Sulfide durch Schwefelwasserstoff . . 85
IV. Stöchiometrie . 86
1. Berechnung der Gewichtsverhältnisse chemischer Reaktionen . . 86
2. Berechnung der Volumverhältnisse chemischer Reaktionen . . . 88

Dritter Abschnitt.

I. Hydrate . 100
1. Hydrate der Metalle oder basische Hydrate, auch Hydroxyde genannt 100
2. Säurehydrate . 104
a) Säureanhydride 104
b) Verhalten der Säureanhydride zu Wasser 105
II. Salze . 113
1. Darstellung von Salzen aus Säuren und Basen 113
2. Darstellung von Salzen durch Auflösen von Metallen in Säuren . . 117
3. Anhang (Ammoniak) 120
III. Nomenklatur der Salze 123
IV. Allgemeine Eigenschaften der Salze 128
V. Zersetzung der Salze 132
1. Durch Hitze . 132
2. Durch Basen . 135
3. Durch Säuren . 139
a) Wirkung, erkennbar durch Farbenwechsel 139
b) Wirkung, erkennbar an der Entstehung eines Niederschlages . 140
c) Wirkung, erkennbar an dem Entweichen gasförmiger Produkte 141
4. Durch Salze . 145
5. Durch Metalle . 146
6. Durch Elektrizität 148
7. Durch Licht . 150
VI. Die wichtigsten Mineralien nach ihrer chemischen Zusammensetzung geordnet 151
Krystallsysteme . 152
Zahl u. Klassifikation der Mineralien 155
A. Elemente . 156
B. Oxyde u. Hydroxyde 158
1. Von Metalloiden 158
2. Von Metallen . 162
C. Sulfide u. Arsenide 164
D. Haloide . 166
E. Sulfate u. Chromate 166

Seite
F. Karbonate . 168
G. Nitrate . 171
H. Phosphate u. Arsenate 171
I. Borate . 172
K. Aluminate, Chromite, Ferrite, Uranate, Titanate 172
L. Silikate . 173
Talk- u. Serpentingruppe 173
Olivingruppe . 174
Augit- u. Hornblendegruppe 174
Chloritgruppe . 174
Andalusitgruppe 175
Cordieritgruppe 175
Feldspatgruppe 175
Leucitgruppe . 176
Glimmergruppe 177
Granatgruppe . 178
Turmalingruppe 178
Thongruppe . 178
Silikate von Schwermetallen 179
Organische Verbindungen 179

VII. Die wichtigsten Gesteine 183
I. Krystallinische Schiefergesteine und deren Einlagerungen . . . 183
II. Massengesteine oder Eruptivgesteine 185
III. Trümmer- oder klastische Gesteine und Sediment- oder Absatzgesteine . 189
IV. Organogene Gesteine 195

VIII. Die wichtigsten Salze 201
1. Chloride . 201
2. Sulfate . 207
3. Karbonate . 209
4. Nitrate . 215
5. Phosphate . 217
6. Borate . 219
7. Silikate. 219
8. Chromate . 232

Vierter Abschnitt.

Partielle Reduktionen, Spaltung im Radikal (Rest) 233
1. Oxydationsstufen des Schwefels 234
2. Oxydationsstufen des Stickstoffs 236
3. Wechselwirkung von Salpetersäure und schwefliger Säure 243
4. Oxydationsstufen des Chlors 245
5. Oxydationsstufen des Chroms 250
6. Oxydationsstufen des Mangans 253
7. Bariumsuperoxyd, Wasserstoffsuperoxyd, Ozon 255

Fünfter Abschnitt.

I. Wasserstoffverbindungen oder Hydrüre 258
1. Cyanwasserstoff oder Blausäure 258
2. Schwefelwasserstoff 260
3. Ammoniak . 265
4. Phosphorwasserstoff 268
5. Arsenwasserstoff H_3As 269
6. Hydrüre des Kohlenstoffs 270

Seite
II. Beleuchtung und Heizung 276
1. Beleuchtung . 277
2. Heizung . 278
III. Das periodische oder natürliche System der Elemente 281

Organische Chemie.

Einleitung . 284
1. Natur der organischen Verbindungen 284
2. Klassifikation der organischen Verbindungen 285
3. Isomerie . 287
4. Homologie, homologe Reihen 287
5. Fettkörper und aromatische Körper 288

Erster Abschnitt.

Fettkörper.

I. Kohlenwasserstoffe 289
II. Alkohole . 294
III. Säuren . 298
1. Eigentliche Fettsäuren 298
2. Säuren anderer Reihen 302
IV. Äther . 304
1. Eigentliche Äther 304
2. Zusammengesetzte Äther oder Ester 306
3. Esterifikation . 307
4. Benennung der zusammengesetzten Äther 309
V. Aldehyde . 310
VI. Amine oder Alkoholbasen 311
VII. Amide (Säureamide) und Amidosäuren 313
1. Amide . 313
2. Amidosäuren . 314
VIII. Kohlehydrate . 315
1. Gruppe des Traubenzuckers 316
2. Gruppe des Rohrzuckers 316
3. Gruppe der Cellulose 318
IX. Fette . 322

Zweiter Abschnitt.

Aromatische Körper.

I. Kohlenwasserstoffe 327
II. Phenole . 332
III. Alkohole . 334
IV. Aldehyde . 335
V. Säuren . 335
VI. Nitro-, Amido- und Azoderivate 338
1. Nitroderivate (Nitrokörper) 338
2. Amidoderivate . 339
3. Azoderivate . 340
VII. Verbindungen mit O-, S- oder N-haltigen Kernen 341
1. Furfuran, Thiophen, Pyrrol 341
2. Benzopyrrol oder Indol 342
3. Pyridin, Chinolin und Akridin 342

Seite

VIII. Glykoside . 344
IX. Ätherische Öle 344
X. Kampferarten . 346
XI Harze . 346
1. Weichharze oder Balsame 347
2. Hartharze . 347
3. Gummiharze . 349
4. Federharze . 349
XII. Alkaloide . 350
XIII. Farbstoffe 351
1. Natürliche Farbstoffe 352
2. Teerfarbstoffe 354
XIV. Eiweifskörper oder Proteïnsubstanzen 358

Dritter Abschnitt.

Physiologische Chemie.

I. Zusammensetzung und Ernährung der organischen Wesen . . 360
1. Bestandteile des Pflanzenkörpers 360
2. Das Wachstum der Pflanze 362
3. Bestandteile des Tierkörpers 363
4. Ernährung des Tierkörpers 371
II. Nahrungsmittel 376
1. Eigentliche Nahrungsmittel 376
2. Genufsmittel 377

Vierter Abschnitt.

I. Gärung, Fäulnis und Verwesung 379
II. Zymotechnik 388
1. Alkoholgärung 388
2. Essiggärung . 392
3. Brotgärung . 392
III. Konservierung und Desinfektion organischer Substanzen . . 393
Register . 395

[illegible]

BAYERISCHE STAATS-BIBLIOTHEK MÜNCHEN

Anorganische Chemie.

Erster Abschnitt.

I. Schwere Metalle.

1. Äufsere oder physikalische Eigenschaften.

Unter den leblosen (anorganischen) Naturkörpern haben die *Metalle*, infolge gewisser Eigentümlichkeiten von jeher die Aufmerksamkeit der Menschen in hohem Grade angezogen. Diese Eigentümlichkeiten sind: Glanz, Farbe, spezifisches Gewicht, bei einigen auch Festigkeit, Härte und Elastizität; ferner die Verwendbarkeit zu mancherlei Zwecken infolge leichter Verarbeitbarkeit, welche ihrerseits zum Teil auf der Dehnbarkeit, zum Teil auf der Schmelzbarkeit und Schweifsbarkeit beruht; bei mehreren die grosse Widerstandsfähigkeit gegen hohe Temperaturen, die Undurchdringlichkeit für Flüssigkeiten, die Undurchsichtigkeit u. dgl. mehr.

Der Glanz ist bei den Metallen so eigentümlicher Art, wie nur bei wenig anderen Naturkörpern; daher geradezu „*Metallglanz*" genannt. In der Farbe sind die einzelnen Metalle, wie bekannt, verschieden; die meisten sind weifs oder grau; immer haben aber die Metallfarben etwas so Charakteristisches, dafs man besondere Farbenbezeichnungen darauf gegründet hat, z. B. *silberweifs*, *kupferrot*, *goldgelb*, *blaugrau*. Auch in bezug auf das spezifische Gewicht kommen grofse Verschiedenheiten vor; allein die dichtesten aller Körper müssen unter den Metallen gesucht werden (Platin, Gold, Silber, Quecksilber, Blei). Festigkeit ist der Widerstand, den ein Körper der Trennung seiner Teile gegen mechanische Kräfte entgegensetzt (*Zug-* oder *absolute*, *Bruch-* oder *relative*, *Druck-* oder *rückwirkende*, *Dreh-* oder *Torsionsfestigkeit*): sie wird durch Belasten mit Gewichten bestimmt und in Gewichtsgröfsen ausgedrückt. Härte, eine besondere Art der Festigkeit, ist der Widerstand, den ein Körper der Trennung seiner Teile durch das Eindringen von Spitzen oder Schneiden entgegensetzt; sie wird durch Ritzen mit Körpern von bekannter Härte bestimmt und in Graden der *Härteskala* (vom geringsten zum höchsten Härtegrade aufsteigend:

1. Talk; 2. Steinsalz; 3. Kalkspat; 4. Flufsspat; 5. Apatit; 6. Feldspat; 7. Quarz; 8. Topas; 9. Korund; 10. Diamant) ausgedrückt. Es giebt harte Körper, welche weniger fest sind als weichere, z. B. Glas im Vergleich mit Eisen. Ebenso schliefst die Härte die Sprödigkeit (s. u.) nicht aus, z. B. Glas, selbst Edelsteine, welche durchschnittlich härter sind als die Metalle und dabei auch in Sprödigkeit vielen der letzteren voranstehen. Elastizität ist die Kraft im Inneren der (festen) Körper, welche kleine Formveränderungen derselben, die durch Einwirkung äufserer Kräfte erzeugt sind, wieder aufzuheben strebt (*Zug-*, *Biegungs-*, *Druck-* und *Drehungselastizität*). Diese Kraft wirkt nur innerhalb einer bestimmten Grenze (*Elastizitätsgrenze*), welche bei den einzelnen Körpern verschieden ist. Wird diese Grenze überschritten, so nehmen die Körper entweder eine neue Gestalt an, in der sie verbleiben (*dehnbare* oder *duktile* Körper), oder der Zusammenhang ihrer Teile geht verloren (*spröde* Körper). Demnach ist Dehnbarkeit die Eigenschaft der (festen) Körper, nach Überschreitung der Elastizitätsgrenze eine neue Form anzunehmen, Sprödigkeit dagegen die Eigenschaft derselben, nach Überschreitung der Elastizitätsgrenze in Stücke zu zerfallen. Die Dehnbarkeit macht sich besonders beim Ziehen, Hämmern und Walzen (*ziehbare*, *hämmerbare* und *walzbare* Körper) oder auch beim Biegen (*biegsame* Körper) geltend; zeigt ein Körper bei hinreichender Dehnbarkeit grofsen inneren Zusammenhang, verträgt er also z. B. starken Zug und wiederholtes Hin- und Herbiegen, so heifst er *zähe*. Schweifsbarkeit endlich besitzt ein Metall, wenn es beim Erhitzen nicht sofort schmilzt, sondern erst weich wird und sich in diesem Zustande durch Druck oder Schlag beliebig formen und mit anderen erweichten Stücken zusammenarbeiten läfst.

Nicht jedes Metall besitzt alle diese Eigenschaften in ausgezeichnetem Grade; bei einigen z. B. fehlt oder ist schwach: die Elastizität, Härte, Festigkeit, bei anderen die Dehnbarkeit, bei noch anderen die Schweifsbarkeit etc., aber wenigstens sind doch immer mehrere vorhanden und geben dadurch dem betreffenden Metall seinen eigentümlichen Charakter.

Man kann die Metalle nach ihrem spez. Gew. in schwere und leichte Metalle einteilen, wobei als Grenze das spez. Gew. 6 gilt.

Die wichtigsten schweren Metalle.

Namen	Spez. Gew.	Schmelzp.	Härte	Entdeckung
Zinn (*Stannum*) Sn	7,3	230°	2—3	Seit dem Altertum bekannt.
Blei (*Plumbum*) Pb	11,4	335°	1,5	„ „ „ „
Zink (*Zincum*) Zn	6,8—7,2	360°	2,5—3	Anfang des XVI. Jahrh. durch Paracelsus.
Eisen (*Ferrum*) Fe	—	—	—	Seit dem Altertum bekannt.
Roheisen	7,1	1400°	5	—
Schmiedeeisen	7,6	höchste Weifsglut	2,4—4,5	—
Stahl	7,5—7,8	Weifsglut	bis 6	—
Kupfer (*Cuprum*) Cu	8,9	1100°	2,5—3	Seit dem Altertum bekannt.
Kadmium (*Cadmium*) Cd	8,6	315—320°	2,5	1818 durch Stromeyer und Hermann.
Wismut (*Bismutum*) Bi	9,8	264°	2,5	1529 durch Agricola.
Nickel (*Nicolum*) Ni	8,8	Weifsglut	2,5—3	1741 durch Cronstedt.
Quecksilber (*Hydrargyrum*) Hg	13,5	—39°	—	Seit dem Altertum bekannt.
Silber (*Argentum*) Ag	10,5	1000°	2,5—3	„ „ „ „
Gold (*Aurum*) Au	19,5	1200°	2,5—3	„ „ „ „
Platin (*Platina*) Pt	21,5	über 2000°	2,5—3	1741 durch Wood.

Vorbemerkung. Die hinter den Namen der Mineralien in Parenthese stehenden Zahlen, wie z. B. *Zinnstein (31)*, entsprechen den Nummern der Mineralien im Mineralogischen Teil dieses Werkes.

Zinn (*Stannum*) Sn[1]. Weiſs, politurfähig, biegsam, knirscht beim Biegen (Zinnschrei), dehnbar: walzbar (Stanniol oder Zinnfolie), hämmerbar, ziehbar. — Vorkommen als Erz[2]: *Zinnstein* (*31*), *Zinnkies* (*56*).

Blei (*Plumbum*) Pb. Weiſslichgrau; auf frischer Schnittfläche stark glänzend, an der Luft sich rasch mit einem schwarzgrauen Überzug bedeckend, sehr wenig fest, sehr wenig elastisch; hämmerbar, walzbar (Bleifolie), wenig ziehbar (wegen geringer Festigkeit). — Vorkommen selten *gediegen*[3], meist als Erz: *Bleiglätte* (*29*), *Mennige* (*30*), *Bleiglanz* (*37*), *Weiſsbleierz* (*94*), *Bleivitriol* (*79*), *Buntbleierz* (*101*), *Grünbleierz* (*102*), *Rotbleierz* (*80*).

Zink (*Zincum*) Zn. Weiſs, mit einem Schimmer ins Bläuliche: spröde, wird aber zwischen 100⁰ und 150⁰ hämmerbar und walzbar. — Vorkommen als Erz: *Galmei* (*91*), *Zinkblende* (*39*), *Zinkblüte* (*92*), *Zinkvitriol* (*77*).

1a. **Eisen** (*Ferrum*) Fe. Das nützlichste und wertvollste aller Metalle.

1. Roheisen. Entweder weiſs wie Zinn, glänzend und blättrig krystallinisch (weiſses Roheisen) oder grau mit körnigem Bruch (graues Roheisen); hart, spröde, nicht schweiſsbar; besitzt groſse Druckfestigkeit, aber geringe Bruchfestigkeit. — Wird das graue Roheisen in besonderen Öfen umgeschmolzen und in Formen gegossen, so heiſst es Guſseisen.

2. Schmiedeisen, Schweiſseisen oder Stabeisen. Wird vor dem Schmelzen schweiſsbar (läſst sich schmieden); lichtgrau; von sehnigem oder zackigem Bruch, sehr zähe, nicht spröde, sondern biegsam; in kaltem Zustand nicht hämmerbar, nicht walzbar, aber ziehbar (Eisendraht). Nimmt vorübergehend Magnetismus an. — Wird es in besonderen Öfen bei höherer Temperatur im geschmolzenen Zustande gewonnen, so heiſst es Fluſseisen.

3. Stahl. Grauweiſs, sehr politurfähig; sehr fest, sehr elastisch, in Rotglühhitze schmiedbar (Schweiſsstahl); in hoher Weiſsglühhitze schmelzbar (Fluſsstahl, Guſsstahl). Wird, wenn er nach starkem Erhitzen plötzlich abgekühlt wird, sehr hart (Härten des Stahles), und wenn er dann gelinde (bis 300⁰) erwärmt wird (Anlassen des Stahles), wieder weich. In kaltem Zustande nicht hämmerbar (Hammer, Ambos!), nicht walzbar (Eisenbahnschienen!), aber ziehbar (Stahldraht). Nimmt dauernd Magnetismus an.

1) Die hinter den Namen der Metalle stehenden Buchstaben sind die chemischen Zeichen oder Symbole, aus denen (später) die chemischen Formeln zusammengesetzt werden. Sie werden aus dem ersten und meist noch einem charakteristischen anderen Buchstaben des lateinischen Namens der betr. Stoffe gebildet. — 2) Erze sind Mineralien, in denen ein schweres Metall enthalten ist. — 3) Gediegen, d. h. in metallischem Zustande, höchstens verunreinigt durch Beimengung mineralischer Bestandteile.

Vorkommen des Eisens an sehr vielen Orten und meistens in sehr grofsen Mengen als Erz: *Magneteisenerz* (*110*), *Roteisenerz* (*25*), *Brauneisenerz* (*26*), *Eisenglanz* (*24*), *Thoneisenstein* (*25* u. *26*), *Raseneisenstein* (*26*), *Spateisenstein* (*90*), *Schwefelkies* oder *Eisenkies* (*34*) etc.; aufserdem *gediegen* als *Meteoreisen* (Härte 4,5). — Bildet einen nie fehlenden Bestandteil aller Organismen.

2. **Kupfer** (*Cuprum*[1]) Cu. Rot, politurfähig, sehr dehnbar (hämmerbar, walzbar, ziehbar), biegsam und zähe. Vorkommen teils *gediegen*, teils als Erz: *Rotkupfererz* (*28*), *Buntkupfererz* (*50*), *Malachit* (*96*), *Kupferlasur* (*95*), *Kupferglanz* (*48*), *Kupferkies* (*49*) etc.

Kadmium[2] (*Cadmium*) Cd. Weifs, dem Zinn ähnlich; dehnbar (hämmerbar, walzbar, ziehbar); sehr biegsam. — Vorkommen selten als selbständiges Mineral: *Greenockit* (*55*), häufig in Zinkerzen.

Wismut (*Bismutum*) Bi. Weifs, mit rötlichem Anflug; spröde; läfst sich pulvern. — Vorkommen: nicht sehr häufig, meist *gediegen* (*6*); selten als Erz: *Wismutglanz* (*54*) und *Kieselwismut* oder *Wismutblende* (*41*).

Nickel[3] (*Nicolum*) Ni. Weifs, mit einem Stich ins Gelbliche; dehnbar (hämmerbar, walzbar, ziehbar), biegsam, magnetisch. — Vorkommen als Erz: *Kupfernickel* oder *Rotnickelkies* (*46*), *Nickelkies* (*45*), *Nickelglanz* (*42* u. *43*), *Weifsnickelkies* (*44*).

Quecksilber (*Hydrargyrum*[4] oder *Mercurius*) Hg. Grauweifs; bei gewöhnlicher Temperatur flüssig, Siedepunkt 360° (Dämpfe farblos, giftig). Alle Metalle (mit Ausnahme von Gold und Platin) und alle Mineralien schwimmen auf Quecksilber: eine Eisenkugel sinkt wenig über die Hälfte, eine Steinkugel kaum $^1/_3$ ein. — Vorkommen *gediegen* (*10*) und als Erz: *Zinnober* (*38*).

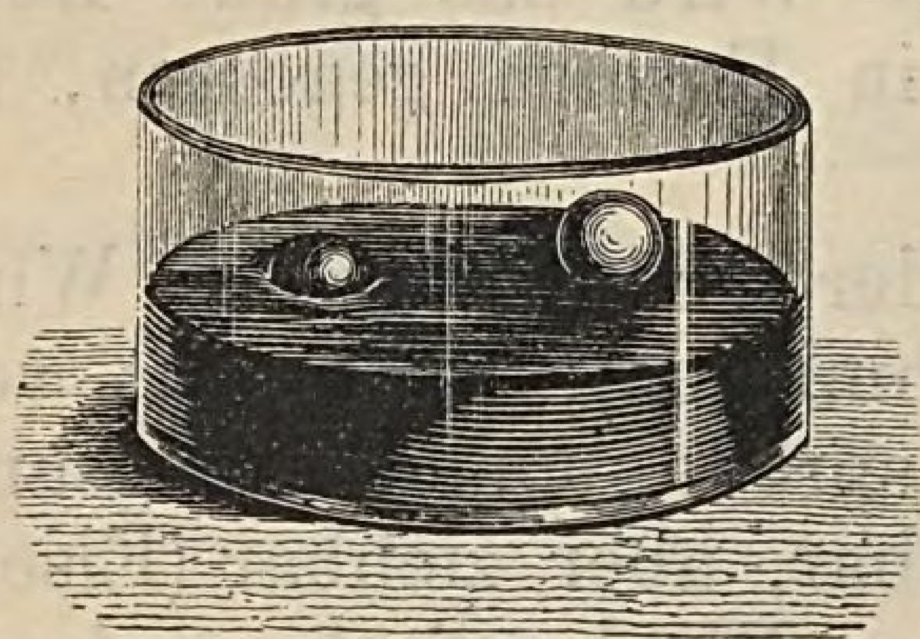


Fig. 1.
Eisen und Stein auf Quecksilber.

Silber (*Argentum*) Ag. Rein weifs, sehr politurfähig; sehr dehnbar, hämmerbar (Blattsilber), walzbar, ziehbar. — Vorkommen *gediegen* (*11*) und als Erz: *Silberglanz* (*51*), *Rotgiltigerz* (*52*), *Fahlerz* (*53*) etc., aufserdem in geringer Menge von 0,1—1 % im *Bleiglanz*.

Gold (*Aurum*) Au. Das schönste und edelste aller Metalle, von prächtig gelber Farbe: höchst politurfähig; sehr dehnbar; hämmerbar Blattgold), walzbar, ziehbar. — Vorkommen fast nur *gediegen* (*12*), sehr

1) lat. *aes cyprium*, cyprisches Erz. — 2) lat. *cadmia*, Galmei, aber auch der in Zinköfen sich absetzende sog. Ofenbruch (cadmia fornacum), aus welchem Stromeyer 1818 das Kadmium darstellte. — 3) *Kupfernickel*, ein Erz, welches zwar wie Kupfer aussieht, aber bei der Verarbeitung kein Kupfer giebt und deshalb von den Bergleuten so benannt wurde (Nickel, ein Schimpfwort). Cronstedt entdeckte 1751 darin ein neues Metall, welches er Nickel nannte. — 4) griech. ὕδωρ (*hýdor*), Wasser und ἄργυρος (*árgyros*), Silber, also: flüssiges Silber.

selten als Erz, teils im Inneren der Gebirge, teils im aufgeschwemmten Land, woraus es durch Waschen (Goldwäschereien) gewonnen wird.

Platin (*Platina*[1]) Pt. Weifs, mit einem Stich ins Stahlgraue, politurfähig, sehr dehnbar (hämmerbar, walzbar, ziehbar). In der Weifsglühhitze schweifsbar. — Vorkommen nur *gediegen* (*13*), aber meist in Verbindung mit anderen Metallen, den sogenannten Platinmetallen (Palladium, Rhodium, Iridium, Osmium und Ruthenium) hauptsächlich in Brasilien und am Ural.

3. **Legierungen** sind homogene Gemische zweier oder mehrerer Metalle, erhalten durch Zusammenschmelzen derselben nach bestimmten Verhältnissen. Legierungen sind stets härter und spröder als der weichste ihrer Bestandteile; sie haben selten das aus ihrer Zusammensetzung berechnete mittlere spez. Gew., sondern sind entweder dichter oder weniger dicht, was die Folge einer Volumverminderung oder -vermehrung beim Zusammenschmelzen ist. Endlich ist der Schmelzpunkt in den allermeisten Fällen niedriger (und zwar mitunter sehr erheblich), als der des leichtflüssigsten Bestandteils.

Zinn und Blei: Schnelllot, leicht schmelzbar.

Kupfer und Zink: Messing oder Gelbgufs, hellgelb, und Tombak oder Rotgufs, rotgelb; aufserdem Mannheimer Gold, Chrysorin, Talmigold, Bathmetall Oreïd etc.

Kupfer und Zinn: Statuenbronze: rotgelb; Kanonengut: rötlichgelb: Glockengut: hellgelb; Spiegelmetall: weifs. Die Kupferzinnlegierungen werden im allgemeinen Bronzen genannt. Phosphorbronze erhält beim Schmelzen einen Zusatz von Phosphor und wird dadurch sehr hart, fest und klangvoll.

Nickel, Kupfer und Zink: Neusilber oder Argentan, gelblichweifs; aufserdem Elektrum, Chinasilber, Alpaka, Perusilber.

Kadmium- und wismuthaltige Legierungen Newtonsches Metall, Schmelzp. 95°, und Rosesches Metall, Schmelp. 94° (beide aus Wismut, Blei und Zinn); Woodsches Metallgemisch, Schmelzp. etwa 70° und Lipowitzsche Legierung Schmelzp. 60° (beide aus Kadmium, Wismut, Blei und Zinn).

Quecksilberhaltige Legierungen oder Amalgame sind bei geringem Quecksilbergehalt fest, bei gröfserem weich oder halbflüssig. Zinnamalgam dient zu Spiegelbelegungen.

Silber-Kupferlegierungen. Bei nicht zu hohem Kupfergehalt rein weifs, härter, klingender und politurfähiger als reines Silber.

Gold-Silberlegierungen weifser, und Gold-Kupferlegierungen röter, beide härter als reines Gold.

Metalle werden auch oberflächlich legiert: verzinnte, verkupferte, vernickelte, versilberte, vergoldete, verplatinierte Waren. Herstellung derselben durch Aufschmelzen, Zusammenwalzen oder auf galvanischem Wege.

2. Verhalten der unedeln Metalle beim Erhitzen.

4. Alle Metalle sind schmelzbar, aber, wie sich aus einer Vergleichung der Schmelzpunkte ergiebt, bei sehr verschiedener Temperatur. Sie verändern beim Erwärmen, und zwar in der Regel schon vor dem

1) span. *platiña*, (spr. platinja), Diminutivum von *plata*, Silber, also etwa: Halbsilber, Kleinsilber.

Schmelzen, ihre äufseren Eigenschaften: Kupfer und Stahl werden weich und biegsam, Zink, welches bei gewöhnlicher Temperatur spröde ist und sich weder hämmern, noch biegen läfst, wird dehnbar, wenn man es etwas über 100^0 erwärmt, Blei und Zinn dagegen, die im kalten Zustande sehr dehnbar sind, werden nahe vor ihrem Schmelzpunkt spröde. Eisen und Platin endlich erweichen vor dem Schmelzen und lassen sich in diesem Zustand „schweifsen“.

Versuch [T. § 3a]. Man bearbeite eine Zinkstange in kaltem Zustand mit dem Hammer, wobei sie brechen wird. Dann erwärme man sie vorsichtig über einer Lampe und hämmere von neuem, sie läfst sich jetzt zu einem dünnen Blech ausschlagen.

Versuch [T. § 1a]. Man schmelze Zinn oder Blei in einer eisernen Schale, nehme mit der Zange ein noch ungeschmolzenes Stück heraus und stofse es in einem zuvor erwärmten eisernen Mörser. Es läfst sich pulvern, ist also spröde geworden.

Bei stärkerem Erhitzen erleiden alle Metalle, mit Ausnahme von reinem Gold, Silber und Platin, eine auffallende Veränderung an der Oberfläche.

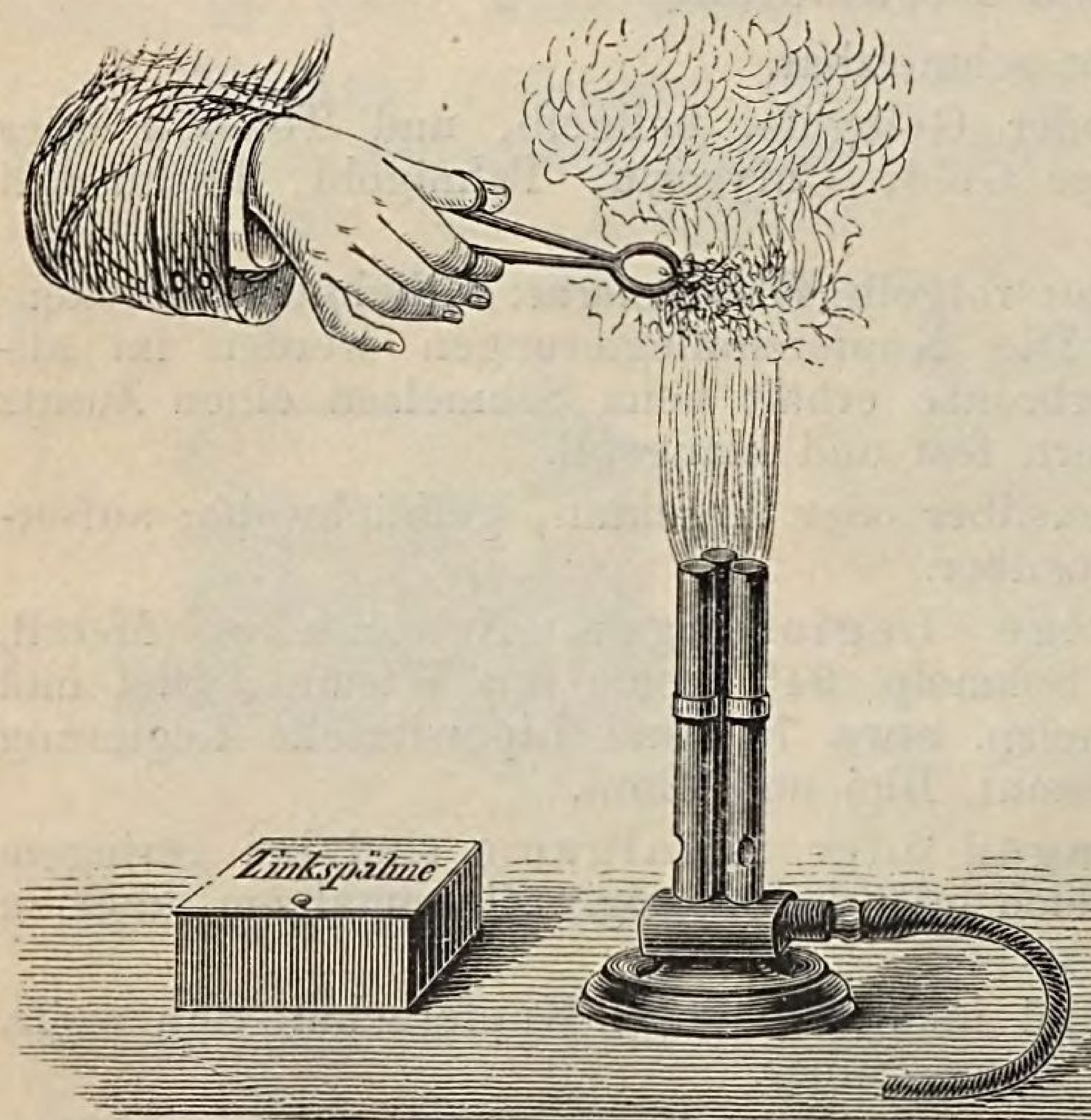
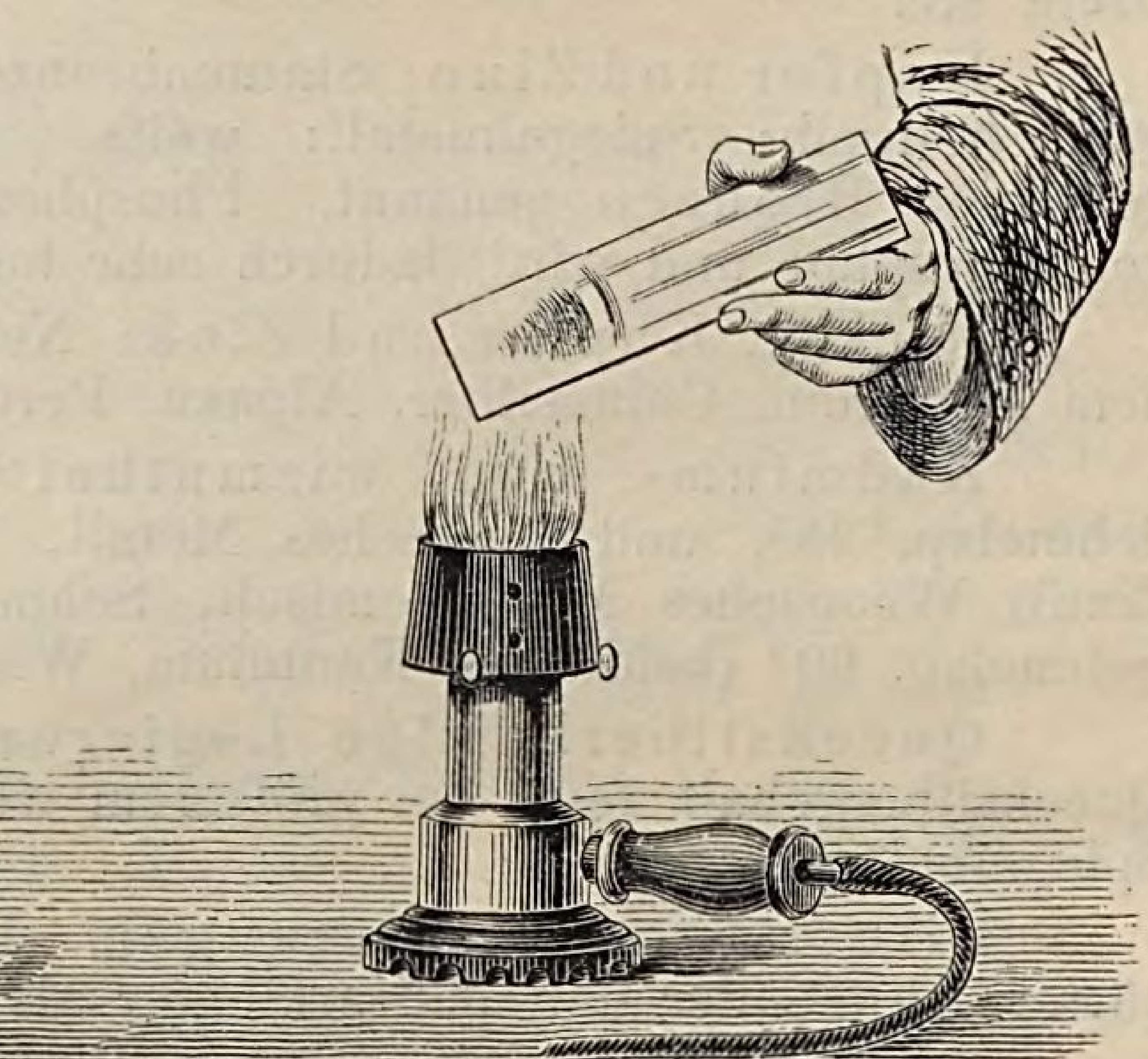


Fig. 2. Verbrennen von Zinkspänen.


Fig. 3. Erhitzen von Stahl (Kupfer).

Versuch [T. § 1 b]. Man schmelze Blei in einer eisernen Schale und erhitze nach dem Schmelzen noch längere Zeit. Die anfänglich blanke und spiegelnde Metalloberfläche bedeckt sich mit einer Haut; diese läfst sich mit einem Spatel abziehen, tritt aber alsbald von neuem wieder auf, so dafs sich allmählich eine pulverige Masse auf der Oberfläche ansammelt. Wenn man das Erhitzen in dieser Weise lange genug fortsetzen würde, so würde die ganze Masse des Metalles zuletzt in diese pulverige Substanz umgewandelt werden.

Versuch [T. § 3b]. Man halte mittels einer Zange einen Bausch dünner Zinkspäne in die Flamme einer Lampe (Fig. 2). Das Metall verbrennt darin mit grünlich leuchtender Flamme und verwandelt sich in ein lockeres, weifses Pulver. — Oder besser: Man schmelze in einem Tiegel über einer Gebläselampe oder in einem Gebläseofen eine nicht zu kleine Menge Zink, so dafs der Tiegel von dem geschmol-

zenen Metall fast ganz gefüllt ist, und setze die Erhitzung nach dem Schmelzen noch eine Zeitlang fort: Das Metall stöſst Dämpfe aus, welche sich entzünden und mit grünlicher Flamme verbrennen; die weiſse Asche fliegt in Flocken wie lockere Baumwolle in der Luft herum (lana philosophica).

5. **Versuch** [T. § 4a]. Man erhitze ein Stahl- und ein Kupferblech, indem man es mit seinem einen Ende über eine Flamme hält (Fig. 3). Das Metall überzieht sich zuerst mit einer farbig schillernden Haut und bedeckt sich bei stärkerem Erhitzen mit einer abbröckelnden, pulverigen Schicht (Hammerschlag).

Versuch [T. § 11 a]. Quecksilber werde in einem Kolben von 500—700 ccm Inhalt mit aufgesetztem langen, weiten, oben offenen Glasrohr unter dem Abzug lange Zeit erhitzt. Es bildet sich endlich eine pulverige rote Haut (rote Quecksilberasche), welche groſsenteils an der Glaswand haftet.

Versuch [T. § 6]. Man erhitze Kadmium in einem kleinen Porzellantiegel über einer Gebläselampe stark (wie oben das Zink). Das Metall schmilzt, kommt dann zum Sieden und verbrennt mit gelblicher Flamme unter Entwicklung eines braunen Rauches zu einem braunen Pulver.

Versuch. Reines Silber, Gold und Platin bleiben, wenn sie in derselben Weise erhitzt werden, selbst bei stärkstem Glühen unverändert.

Ergebnis. Die unedeln Metalle verwandeln sich beim Erhitzen in verschieden gefärbte, pulverige (erdige) Substanzen (Aschen), welche durchaus keine Ähnlichkeit mehr mit den Metallen besitzen. Es sind neue Stoffe, und sie werden auch mit neuen Namen benannt. — Die edeln Metalle bleiben beim Erhitzen blank.

3. Erhitzen der unedeln Metalle beim Abschluſs der Luft.

6. Luftabschluſs läſst sich erzielen durch Umgebung des Metalles mit einem anderen Gase, z. B. mit

Wasserstoff (*Hydrogenium*[1]) H. Ein Gas, welches sich durch Übergieſsen von Zink mit Salzsäure entwickelt.

Versuch [T. § 19 u. 20]. Wasserstoff wird aus einer Gasentwicklungsflache entwickelt und in einem Gasometer aufgefangen. Man läſst ihn aus einer Röhre brennen und schiebt ein offenes Glasrohr darüber (chemische Harmonika), hält einen mit Wasserstoff gefüllten Cylinder verkehrt und zündet das Gas unten an, schiebt ein brennendes Licht hinein und zieht dasselbe langsam wieder heraus (Fig. 4). — Man füllt den Cylinder zu $^2/_7$ mit Wasserstoff und $^5/_7$ mit Luft und entzündet. — Man füllt zwei gleich groſse Flaschen ganz mit Wasserstoff, hält die eine aufrecht, die andere verkehrt (Fig. 5) und zündet nach 10 bis 15 Sekunden an. Man füllt den Cylinder ganz mit Wasserstoff, bringt ihn (Fig. 6) unter einen anderen mit Luft gefüllten Cylinder und hält dann die Mündung des letzteren über die Flamme.

Ergebnis. Wasserstoff ist ein farbloses und geruchloses, unsichtbares Gas, brennt mit schwach leuchtender Flamme, unterhält aber die Verbrennung nicht (brennende Körper erlöschen darin). Leichter als Luft; spez. Gew. 0,0693 = $^1/_{14}$, und explodiert mit Luft ge-

1) griech. ὕδωρ (*hydor*), Wasser und γεννᾶν (*gennān*), erzeugen, also Wassererzeuger.

mischt. — Läſst sich bei — 140° unter einem Druck von 650 Atm. zu einer Flüssigkeit verdichten.

Der Wasserstoff ist im 16. Jahrhundert durch Paracelsus entdeckt. Erst später, im Anfang des 17. Jahrhunderts, lernte man seine Brennbarkeit kennen und noch später (im 18. Jahrhundert) die Eigenschaft, mit Luft zu explodieren. Bis 1787 hieſs er *brennbare Luft.*

Der Wasserstoff soll nun dazu benutzt werden, die Luft aus der Umgebung eines Metalles zu verdrängen, um zu sehen, ob letzteres sich auch unter diesen Umständen mit Asche bedeckt.

Versuch [T. § 21]. Ein blank geputzter Streifen dünnes Kupferblech wird in einer Glasröhre in Wasserstoff erhitzt, der austretende Wasserstoff entzündet, dann nach einiger Zeit die Flamme entfernt und die schief gehaltene Röhre geöffnet, so daſs Luft eindringen kann.

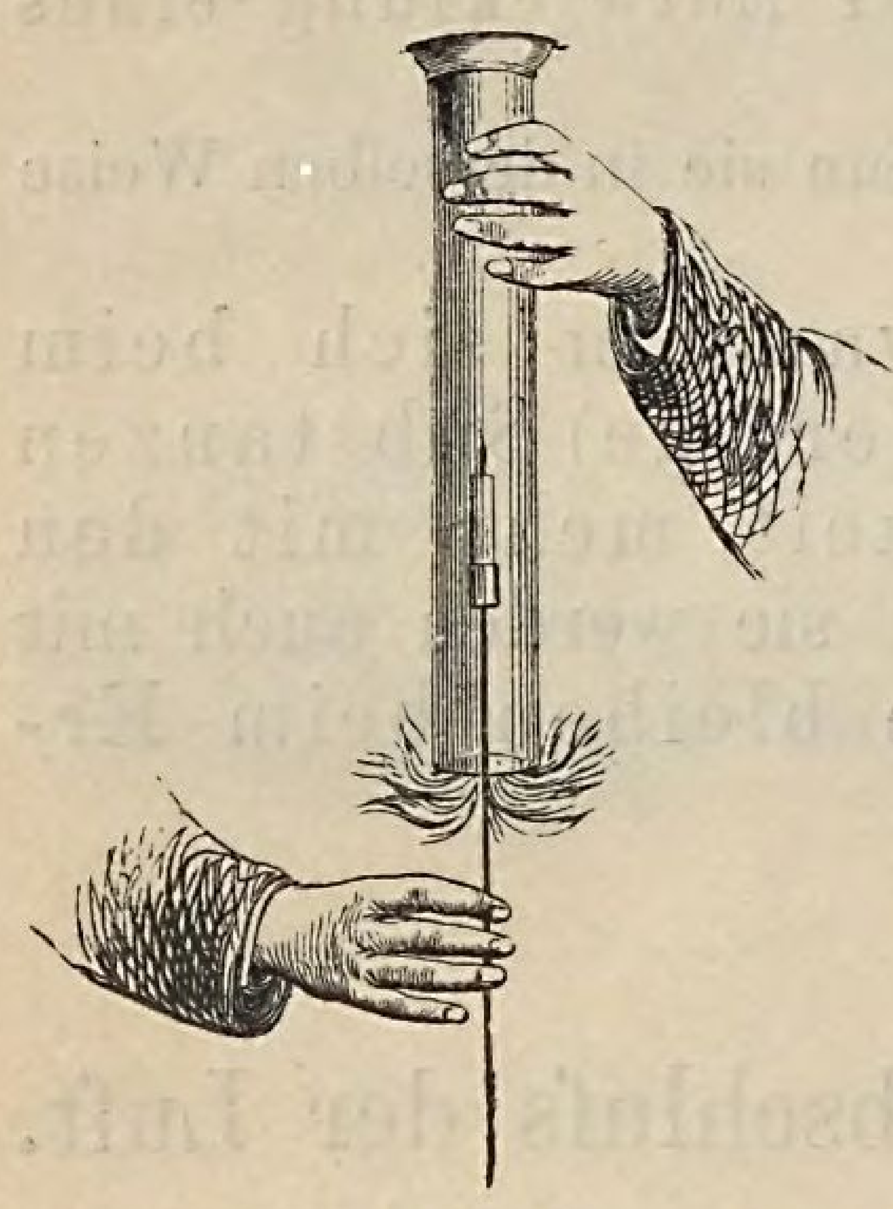


Fig. 4.



Fig. 5.

Entzündungsversuch mit Wasserstoff.

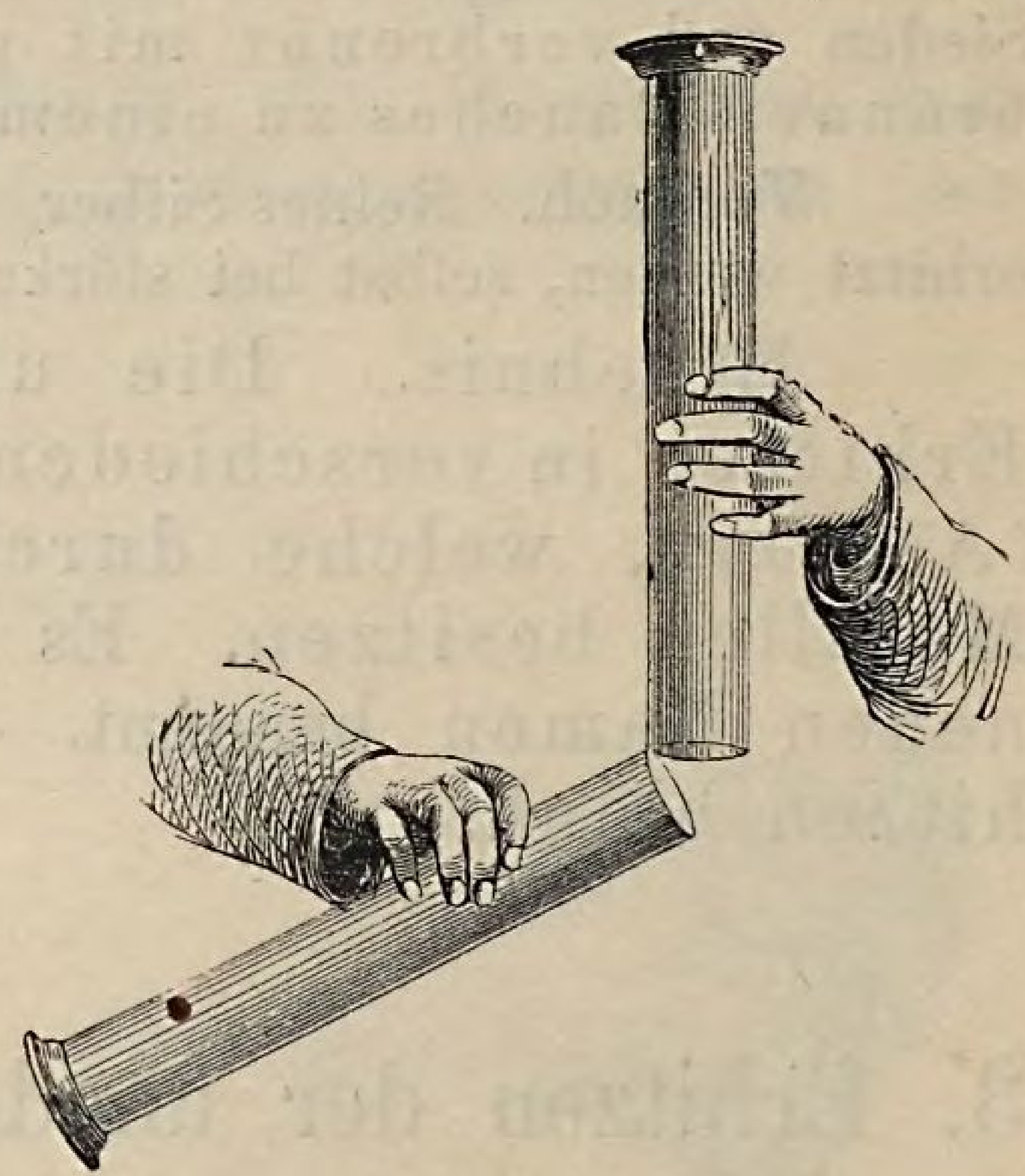


Fig. 6.
Spezifisches Gewicht des Wasserstoffs.

Ergebnis. Das Metall bleibt, solange es mit Wasserstoff in Berührung ist, völlig blank, überzieht sich aber, sobald die Luft eindringt, rasch mit der bekannten farbigen Haut.

Die Ursache der Veränderung (Aschenbildung) der unedlen Metalle liegt also in der Berührung mit der Luft.

4. Veränderung der Luft in Berührung mit erhitzten Metallen.

Der folgende Versuch soll dazu dienen, um zu sehen, ob auch die Luft zugleich mit dem Metall eine Veränderung erleidet oder nicht, d. h. ob sie dabei eine bloſs passive oder aktive Rolle spielt.

7. **Versuch** [T. § 23]. Ein mit Kupferspänen gefülltes Rohr wird zum Glühen erhitzt und dann eine abgemessene Menge (1000 ccm) Luft darüber geleitet. Die austretende Luft fängt man in einem graduierten Cylinger auf (Fig. 7), miſst dieselbe, hebt den Cylinder bedeckt aus dem Wasser, stellt ihn aufrecht und

taucht einen brennenden Span hinein: Statt 1000 ccm erhält man nur 800 ccm wieder, und der eingetauchte brennende Span verlischt.

Ergebnis. Während des Erhitzens verändert sich das Kupfer in der bekannten Weise. Das ausgetretene Gas verlöscht (erstickt) die Flamme (ist also keine atmosphärische Luft mehr), und sein Volum ist um $^1/_5$ geringer als das der Luft. Die Luft spielt also bei der Umwandlung der unedlen Metalle in Aschen eine aktive Rolle. Sie scheint an das Metall einen ihrer Teile abzugeben, der mit dem Metall verbunden bleibt. Ist dies der Fall, so mufs das Metall durch Umwandlung in Asche schwerer werden. Dies soll durch den folgenden Versuch entschieden werden.

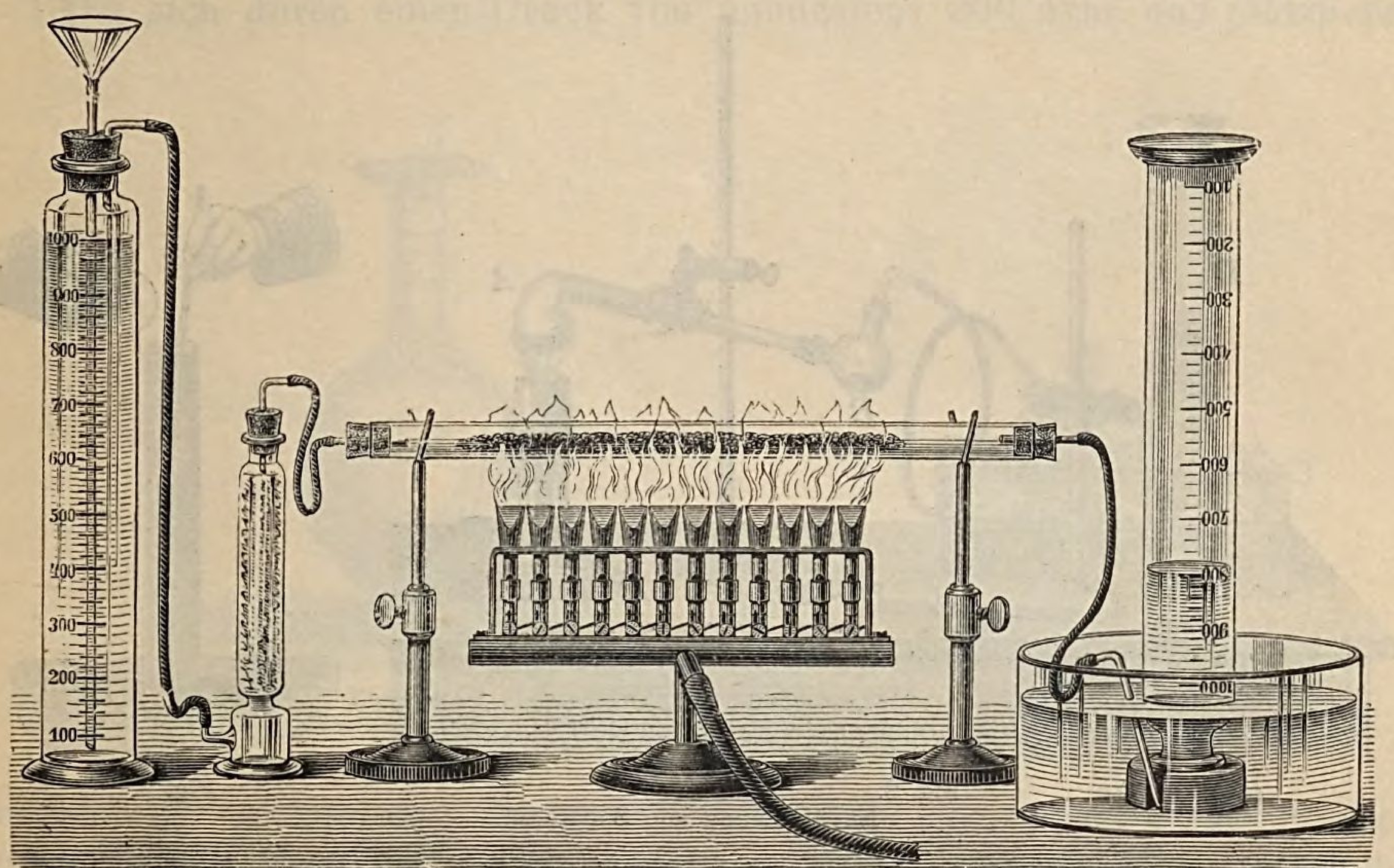


Fig. 7. Glühen von Kupfer im Luftstrome.

Versuch [T. § 24]. 1) Man verbrennt in einem gewogenen Rohre eine mitgewogene Menge Magnesiumband unter geeigneten Vorsichtsmafsregeln (Asbestpfropf) und wägt nach der Verbrennung abermals. — 2) Man taucht einen kleinen Hufeisenmagnet mit seinen Polen in feines Eisenpulver, hängt ihn an eine Wage, bringt diese ins Gleichgewicht und erhitzt dann das Eisenpulver durch eine Flamme.

Ergebnis. Die Wage sinkt nach der Verbrennung des Magnesiums, bezw. während das Eisenpulver verglimmt. Die Metalle werden also bei ihrer Umwandlung in Aschen schwerer.

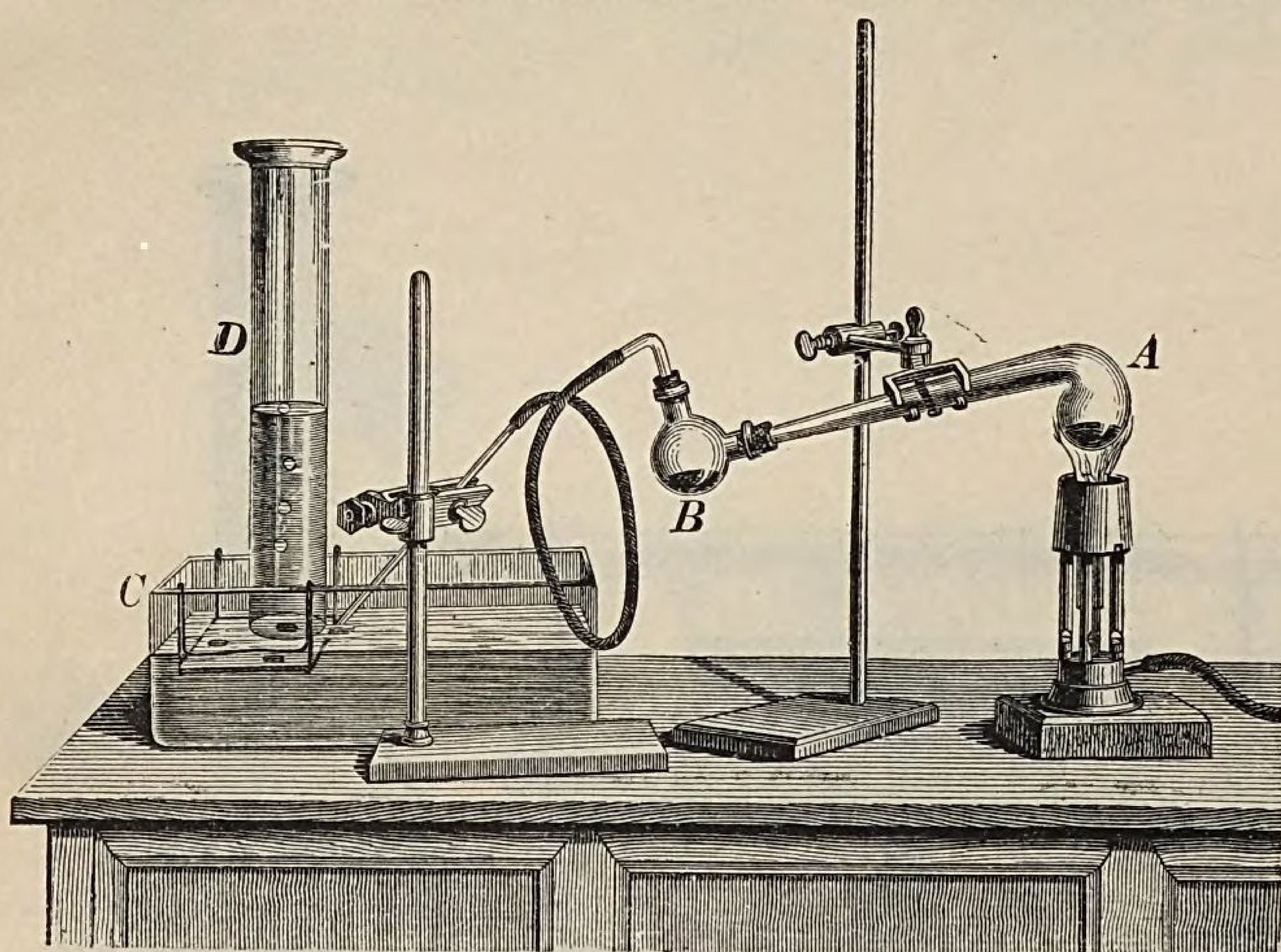
Hierdurch ist auf das bestimmteste bewiesen, dafs ein Teil der Luft sich bei der Aschenbildung mit dem Metall verbindet. Die Aschen bestehen aus Metall, verbunden mit einem Teile der Luft.

Welche Eigenschaften mufs der verschwundene Teil der Luft besitzen, und wie wird er sich gegen erhitzte Metalle und gegen brennende Körper verhalten?

5. Entdeckung des Sauerstoffs.

Alle Versuche, den verschwundenen Teil der Luft aus den Aschen der unedeln Metalle wiederzugewinnen, würden sich als vergeblich erweisen, nur die Asche des halbedeln Quecksilbers giebt ihn beim Erhitzen wieder.

8. **Versuch** [T. § 26]. Rote Quecksilberasche wird in einer mit Kugelvorlage und Gasableitungsrohr versehenen Retorte erhitzt, das austretende Gas aufgefangen (Fig. 8) und mit einem glimmenden (nicht brennenden) Span geprüft (Fig. 9).



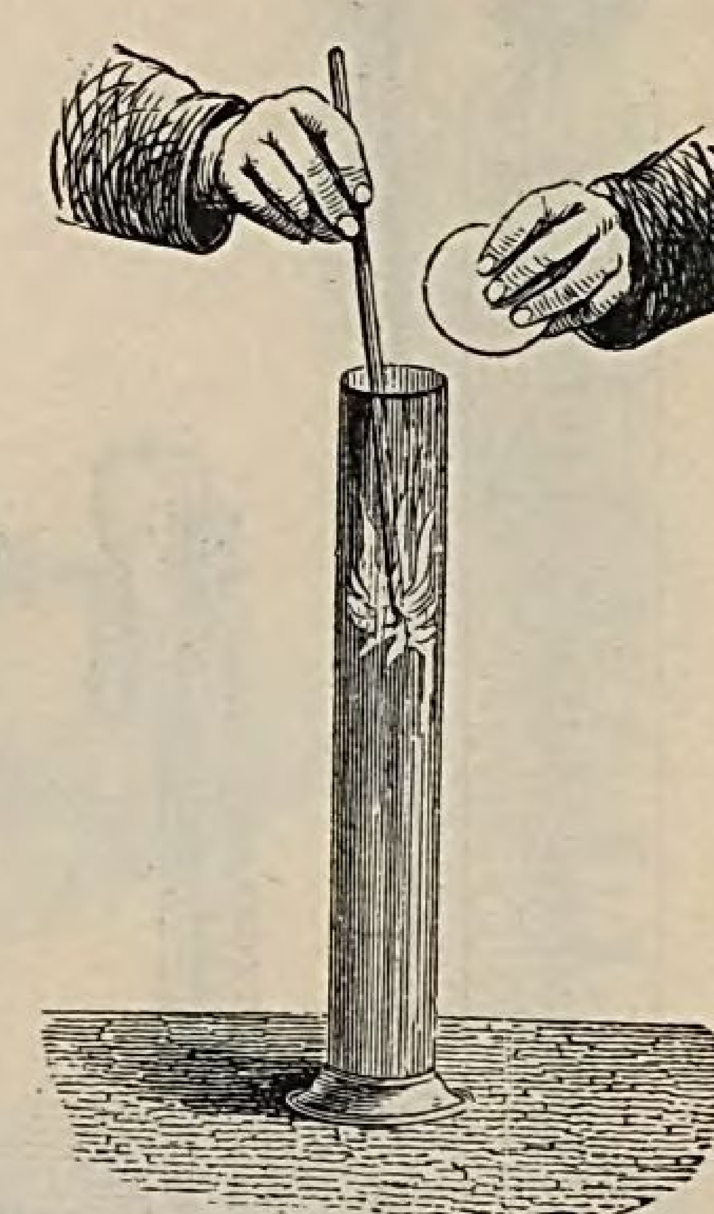


Fig. 8. Fig. 9.
Entwickelung von Sauerstoff.

Ergebnis. Im Retortenhals und in der Vorlage sammelt sich metallisches Quecksilber. Das aufgefangene Gas ist farblos, bringt einen glimmenden Span sogleich zur Entzündung, und dieser brennt, wie vorauszusehen war, darin mit weit blendenderem Glanz, als in gewöhnlicher Luft. Die atmosphärische Luft besteht also 1. aus einem aktiven Teil, welcher die Verbrennung unterhalten kann und sich mit unedlen Metallen zu Aschen verbindet: er ist die Ursache der Aschenbildung; und 2. einem passiven Teil, welcher die Flamme erstickt und sich an der Aschenbildung nicht beteiligt.

Der aktive Teil heifst Sauerstoff, der passive Stickstoff.

Sauerstoff (*Oxygenium*[1]) O (1774 von Priestley und 1775 von Scheele, welchem Priestley's Versuche unbekannt waren, entdeckt. Ur-

1) griech. *ὀξύς (oxys)*, sauer, und *γεννᾶν (gennān)*, erzeugen, also: Säureerzeuger, Säurebildner, weil man zuerst (irrtümlicherweise) annahm, dafs alles Saure diesen Stoff enthalte.

sprünglich Feuerluft, dann Lebensluft und erst 1781 Sauerstoff [*Oxygène*] genannt). Farbloses, geruch- und geschmackloses Gas. Spez. Gew. 1,1088; unterhält die Verbrennung lebhaft, sowie den Atmungsprozeſs der Tiere, wobei er verbraucht wird. Verbindet sich mit Metallen. — Läſst sch bei — 140⁰ und unter einem Druck von 320 Atm. zu einer Flüssigkeit verdichten; Siedep. bei gewöhnlichem Druck — 181⁰.

Stickstoff (*Nitrogenium*[1]) N (1777 von Scheele und Lavoisier aus der Luft abgeschieden). Farbloses, geruch- und geschmackloses Gas, ohne Einwirkung auf Metalle. Spez. Gew. 0,969. Verlöscht die Flamme brennender Körper, kann den Atmungsprozeſs der Tiere nicht unterhalten. — Läſst sich durch einen Druck von mindestens 300 Atm. und plötzliche



Fig. 10.

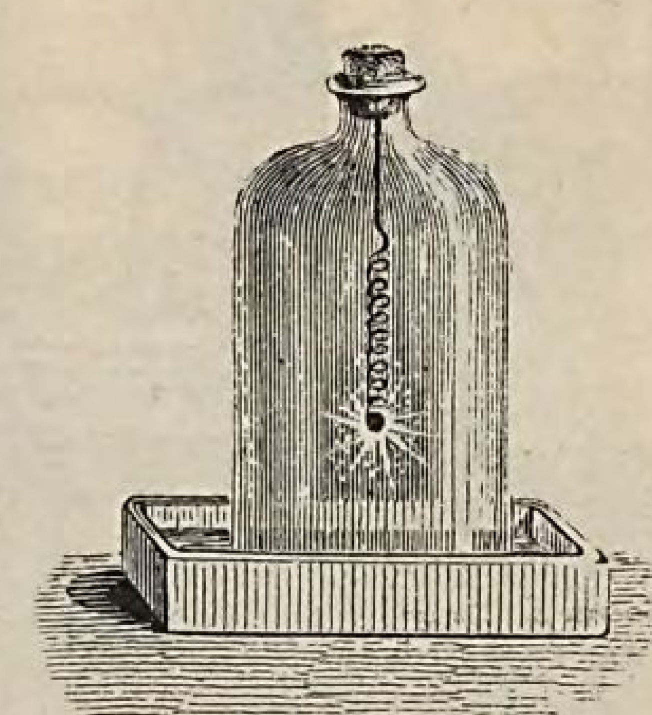


Fig. 11.

Schwefel (Phosphor) und Eisen in Sauerstoff verbrannt.

Ausdehnung (Abkühlung) zu einer Flüssigkeit verdichten, welche unter gewöhnlichem Druck bei — 193⁰ siedet und durch Verdampfen im Vakuum bei — 225⁰ erstarrt (niedrigste bis jetzt beobachtete Temperatur).

9. **Versuche mit Sauerstoff** [T. § 29 bis 31]. Um Sauerstoff in gröſseren Mengen darzustellen, bedient man sich nicht der Quecksilberasche, sondern des chlorsauren Kaliums. Man füllt mehrere Gefäſse mit Sauerstoff und bringt brennende oder glühende Körper hinein.

Entzündeter Schwefel verbrennt mit lebhaft blauer Farbe unter Entstehung eines stechend riechenden Gases, Phosphor mit intensiv weiſsem, leuchtendem Licht (Fig. 10), wobei sich ein starker weiſser Rauch entwickelt, der sich an der Wand und auf dem Boden das Gefäſses ansetzt. Ein glühender Stahldraht (Uhrfederspirale) entzündet sich unter lebhaftem Funkensprühen (Fig. 11). Stoffe organischen Ursprungs (Holz, Baumwolle, tierische Substanzen), an einer Stelle so weit erhitzt, daſs sie glimmen, verbrennen in Sauerstoff rasch und vollständig mit lebhafter Flamme.

1) spätlat. *nitrum*, Salpeter, und γεννᾶν (*gennān*), erzeugen, also Salpetererzeuger, Salpeterbildner, weil der Stickstoff in der That ein wesentlicher Bestandteil dieses Salzes ist.

6. Atmosphärische Luft und Wasser.

10. **Atmosphärische Luft.** Dafs die Verbrennungen in der atmosphärischen Luft mit weit geringerer Intensität vor sich gehen, als in reinem Sauerstoff, hat seine Ursache in der Beimengung des indifferenten Stickstoffs. Man kann der Luft den Sauerstoff durch brennende Körper nicht vollständig entziehen, da solche zuvor verlöschen. Leicht dagegen entfernt man die letzten Spuren Sauerstoff durch Phosphor, welcher darin langsam und ohne Flamme verbrennt.

Versuch [T. § 27]. Man befestige auf einem Schälchen ein kleines Licht, entzünde es, lasse das Ganze auf Wasser schwimmen und stürze eine umgekehrte Glasglocke darüber (Fig. 12). Nach einiger Zeit verlischt die Flamme, während Wasser in die Höhe steigt.

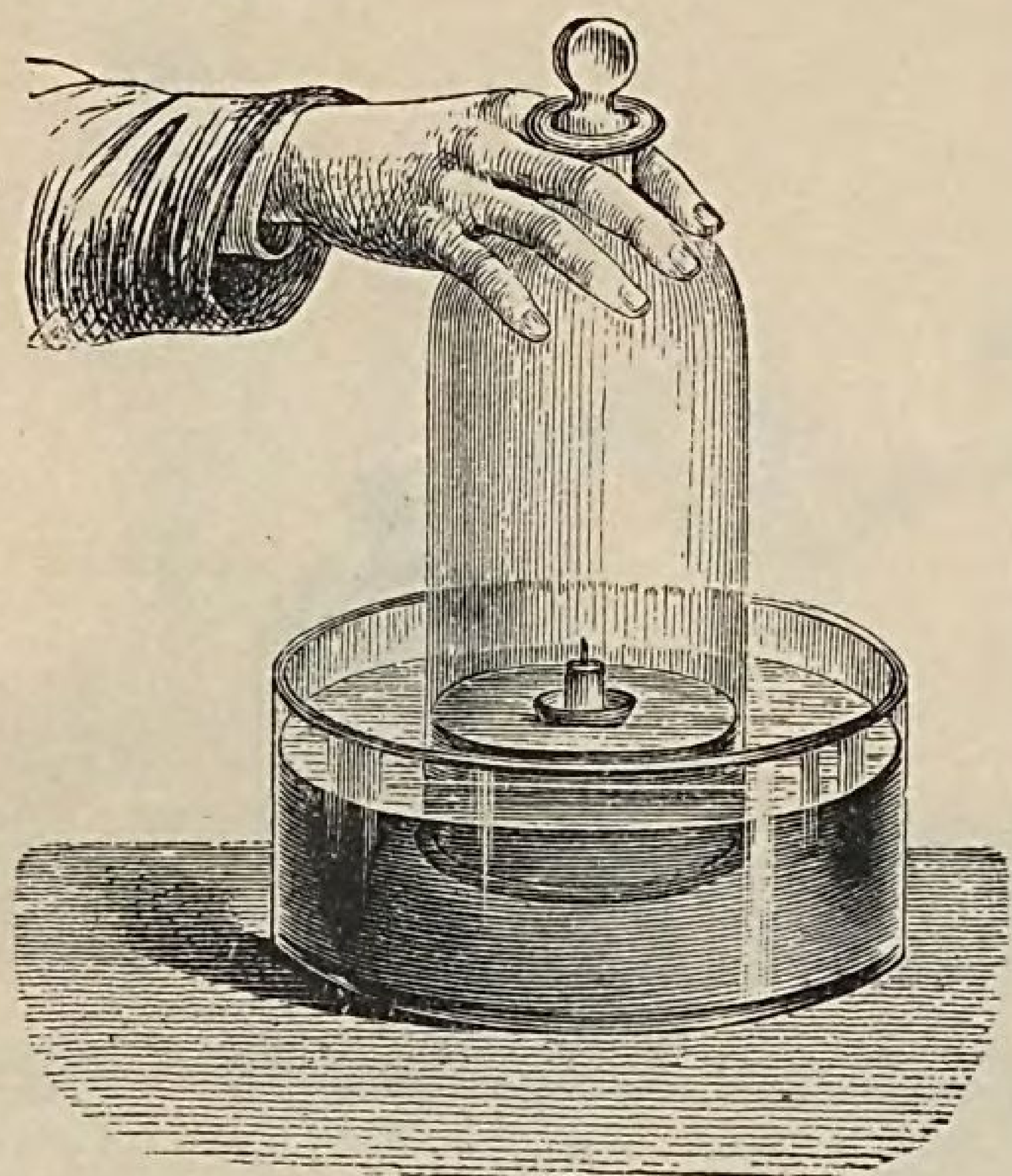


Fig. 12. Verbrennung in abgeschlossener Luft.

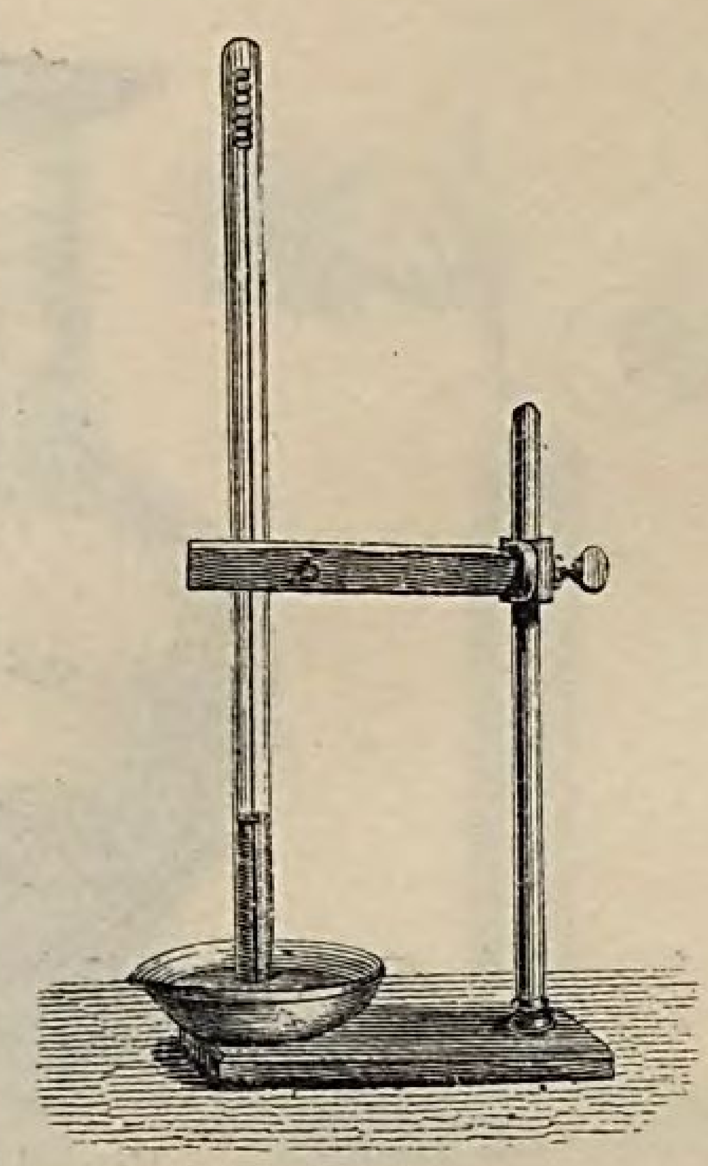


Fig. 13. Langsame Verbrennung.

Versuch [T. § 52]. Man bringe in ein langes, oben geschlossenes Glasrohr mittels einer Drahtspirale ein Stück Phosphor und sperre die Luft über Wasser ab (Fig. 13). Der Phosphor beginnt sogleich zu rauchen, und schon nach einigen Minuten bemerkt man ein Aufsteigen des Wassers. Nach längerer Zeit hört das Rauchen vollständig auf; das Wasser ist dann etwa bis zu $^1/_5$ in der Röhre emporgestiegen. Verschliefst man jetzt die Röhre unter Wasser mit dem Finger, kehrt sie um und taucht einen brennenden Span hinein, so verlischt derselbe.

Die Luft enthält also $^1/_5$ ihres Volums Sauerstoff und $^4/_5$ Vol. Stickstoff (genauer 20,9 Vol. Sauerstoff und 79,1 Vol. Stickstoff, oder nach Gewichtsteilen: 23,2 O und 76,8 N). Diese Zusammensetzung ist an allen Orten der Erdoberfläche (im Freien!) und zu allen Zeiten gleich. In geschlossenen Räumen kann zwar der Sauerstoffgehalt durch Verbrennung und Atmung etwas vermindert werden; das obige Verhältnis stellt sich aber in kurzer Zeit durch Diffusion[1] und Ventilation[2] wieder her. Die Ursache, dafs die Luft in manchen

1) lat. *diffundĕre*, ausgiefsen, verbreiten, zerstreuen. Bei der Diffusion vermischen sich Gase ohne wahrnehmbare Bewegung, selbst durch enge Spalten (Fenster- und Thürritzen) und feine Poren (Mauern). — 2) lat. *ventus*, Wind. Bei Ventilation erfolgt die Mischung der Gase unter wahrnehmbarer Strömung.

Gegenden der Gesundheit nachteilig ist, liegt nicht, wie man früher eine Zeitlang geglaubt hat, in einem geringeren Gehalt an Sauerstoff, sondern in der Beimengung kleiner Mengen fremder schädlicher Gase und Keime niederer Organismen (Mikroben, Bakterien etc.).

11. **Wasser.** Das Wasser ist eine Verbindung von Wasserstoff und Sauerstoff und entsteht bei der Verbrennung des ersteren, sowie bei Entzündung eines Gemenges von Wasserstoff und Sauerstoff (Knallgas).

Versuch [T. § 38]. Man leite in eine grofse oben geschlossene Glasglocke von untenher zwei Röhren dicht nebeneinander und lasse durch die eine Wasserstoff und die andere Saurstoff einströmen (Fig. 14). Den ersteren entzünde man (ehe man die

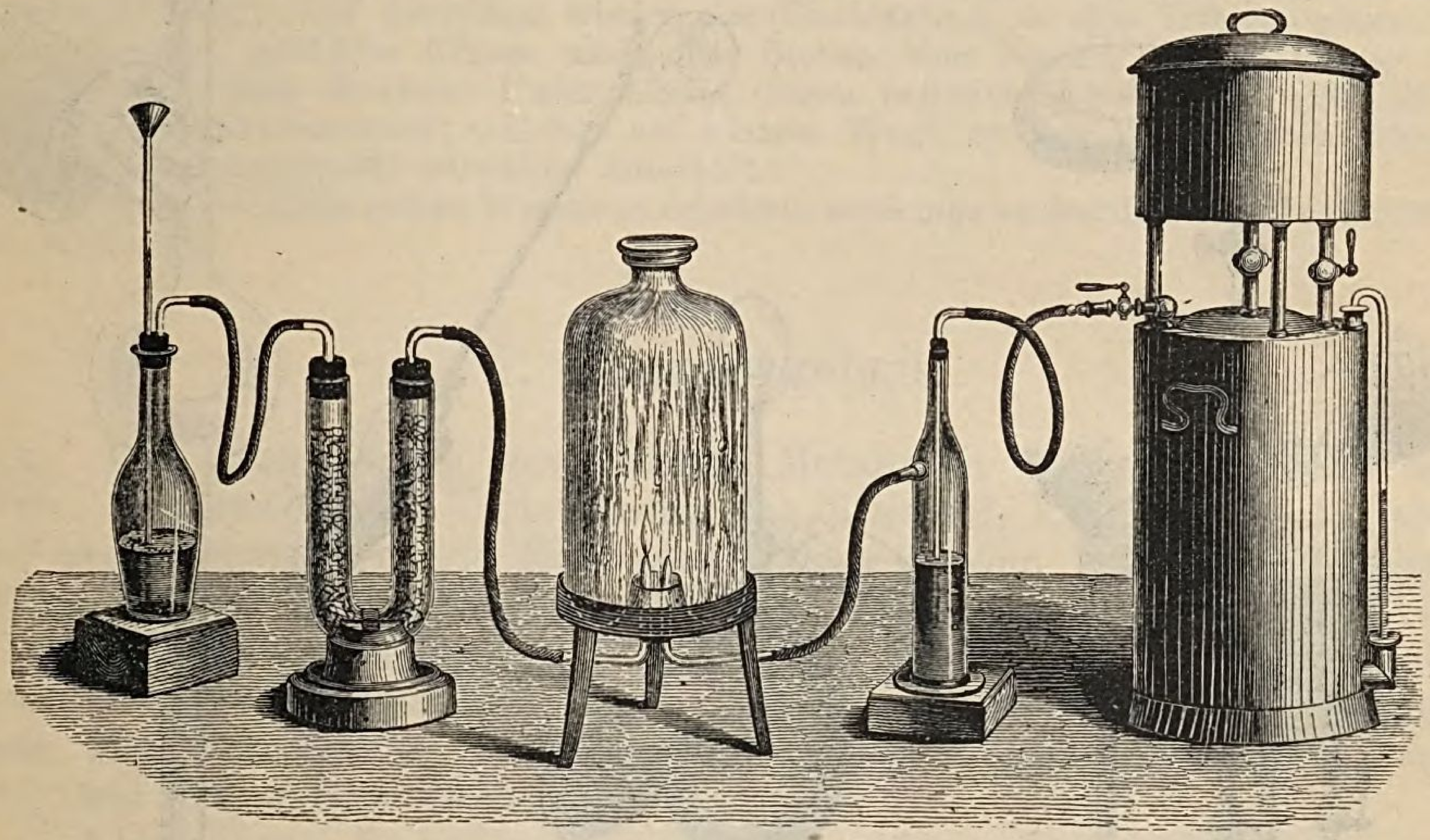


Fig. 14. Bildung von Wasser.

Glocke aufsetzt!). Schon nach kurzer Zeit schlagen sich auf der Innenwand der Glocke wässerige Tröpfchen nieder, die sich bei näherer Untersuchung als Wasser erweisen.

Versuch [T. § 33]. Wasserstoff wird in geeignetem Verhältnis mit Sauerstoff (2 Vol. : 1 Vol.) gemischt (Fig. 15) und kleine Quantitäten des Gemenges entzündet. Dies kann auf verschiedene Weise geschehen, z. B. indem man Seifenblasen damit anfüllt und diese beim Aufsteigen mit einem brennenden Lichte berührt (Fig. 16), oder indem man Seifenwasser mit dem Gemenge zu Schaum aufbläst, oder endlich, indem man ein hohles, mit einem Stöpsel verschliefsbares Blechgefäfs mit dem Gasgemenge füllt und den elektrischen Funken hindurchschlagen läfst (elektrische Pistole). — Es kann auch dadurch geschehen, dafs man ein offenes Kugelrohr mit Wasserstoff füllt, dasselbe senkrecht hält und den oben austretenden Wasserstoff entzündet (Fig. 17).

In allen Fällen explodiert das Gemenge mit sehr heftigem Knalle. Es heifst deshalb Knallgas. Die Verbrennung desselben erfolgt unter intensiver Wärmeentwicklung. Um dieselbe gefahrlos zu machen, bedient man sich des Knallgasgebläses, in dessen Flamme selbst Platin schmilzt,

und Kalk oder Zirkonerde zum heftigsten Glühen gebracht werden kann Kalklicht, Zirkonlicht oder Drummondsches Licht).

Das Wasser nimmt den grofsartigsten Anteil an den Veränderungen der Erdoberfläche und an dem Leben und Gedeihen der sie bewohnenden organischen Wesen (Pflanzen wie Tiere). Aus den Wolken, die durch Kondensation[1] der Meeresdämpfe entstanden sind, als Regen herabströmend, bewässert es das ganze Land, macht fort und fort durch das ihm inne wohnende Lösungsvermögen zahlreiche Stoffe, die in den Gesteinen und im Erdboden vorhanden sind, flüssig (Auflösung), zerreifst Berge und Felsen, führt sie hinab ins Thal und überflutet zeitweilig ganze Landstriche, die es nicht selten, nachdem es wieder abgeflossen ist, auf weite Strecken hin mit Schlamm bedeckt zurückläfst. Gleichzeitig aber befruchtet es auch das Erdreich, indem es ihm die zur Ernährung der Pflanzen notwendigen Stoffe im gelösten Zustand zuführt.



Fig. 15.

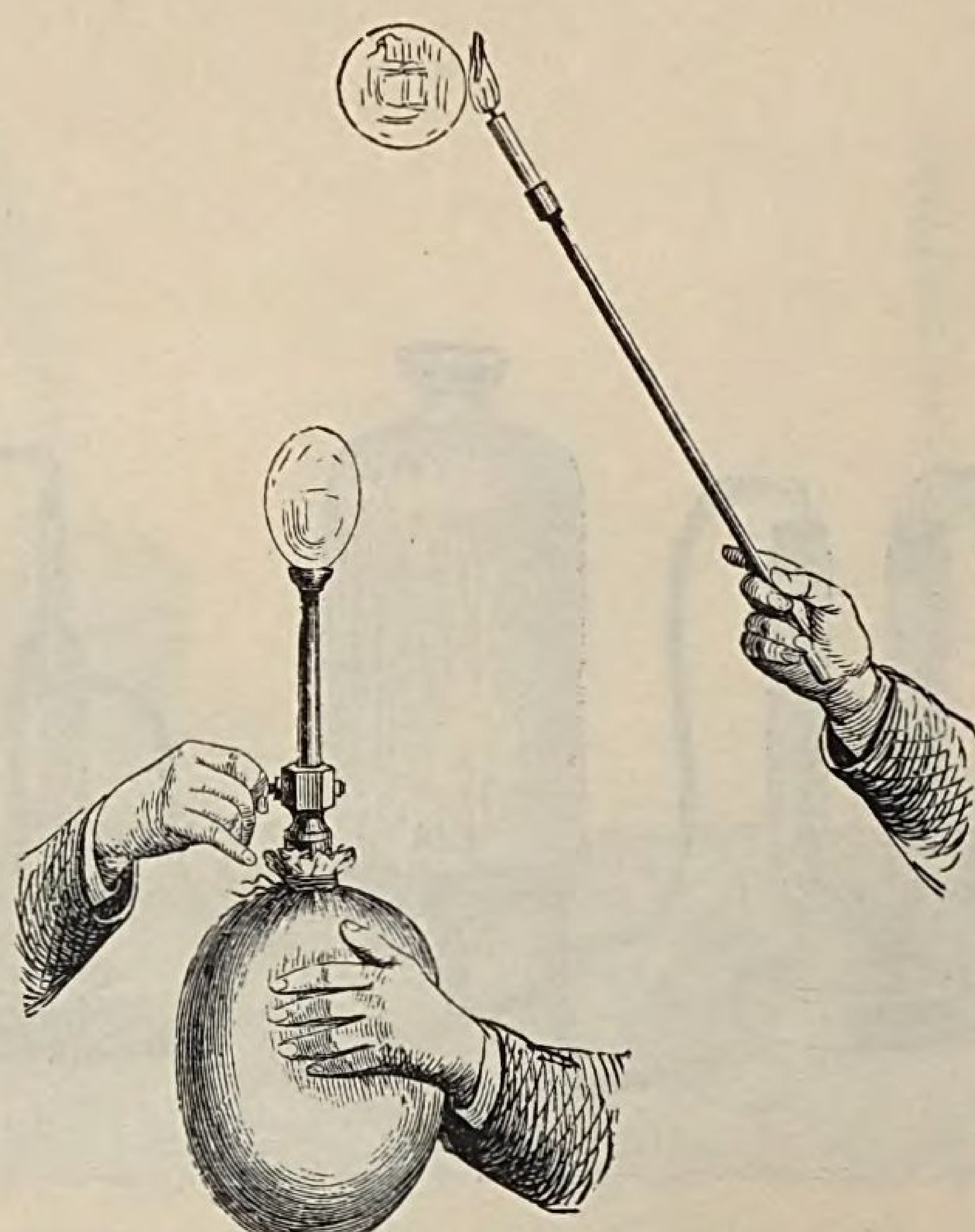


Fig. 16.

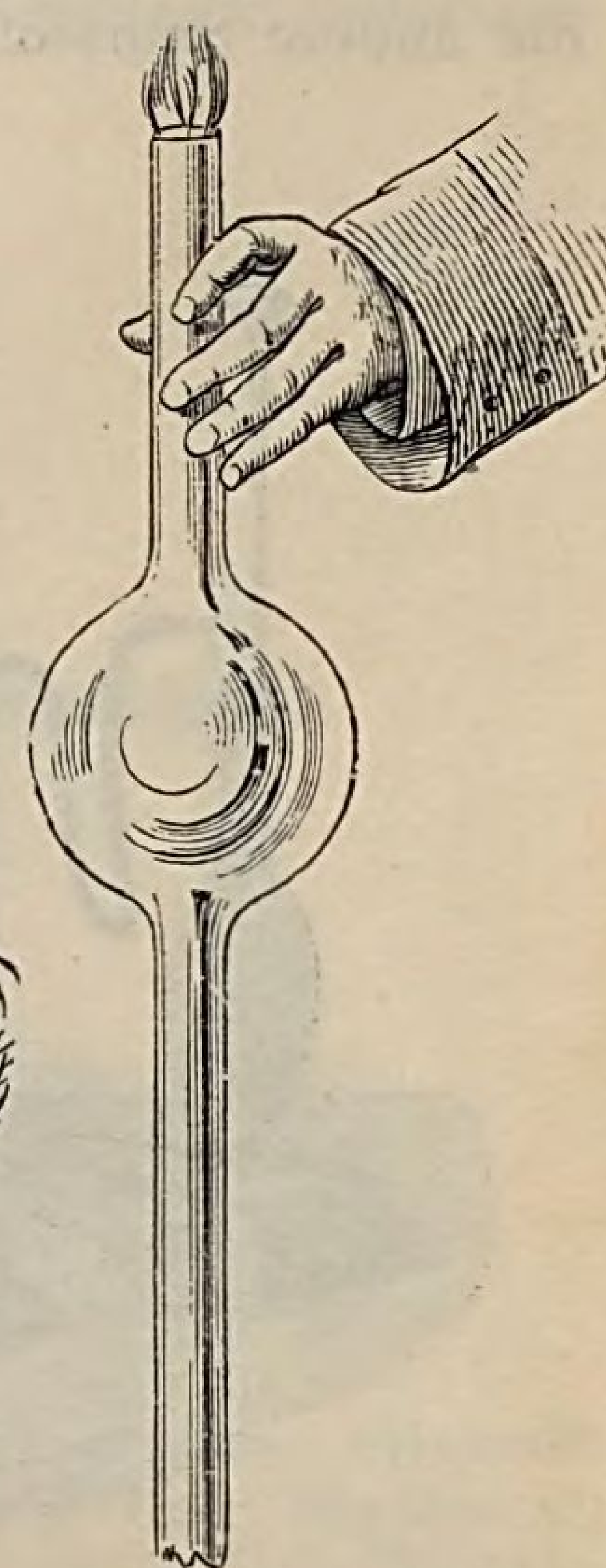


Fig. 17.

Versuche mit Knallgas.

Für die Entwicklung der organischen Wesen ist das Wasser von der allerhöchsten Bedeutung. Der Körper der Pflanzen und Tiere besteht zum gröfsten Teile aus Wasser, welches in den Organen derselben in einer eigentümlichen Weise eingeschlossen ist, so dafs es diese nicht durchnäfst, wohl aber in einem vollsaftigen strotzenden Zustande (Schwellung oder Turgeszenz[2]) erhält, der eine unerläfsliche Bedingung des organischen Lebens ist (Wiederauffrischen abgeschnittener, welker Pflanzen nach dem Einstellen ihrer Stiele in Wasser). Zugleich dient es als Lösungsmittel für alle zum Leben notwendigen Substanzen (Nährstoffe), die es im flüssigen Zustande durch die Organe verbreitet und an die für die Ernährung bestimmten Orte führt, wo sie in Körpersubstanz umgewandelt werden.

Welche hohe Bedeutung das Wasser aufserdem für die gewerblichen Verrichtungen der Menschen besitzt, weifs jeder. (Beispiele!)

Die natürlich vorkommenden Wässer sind: Regenwasser (und Schnee), Tau (und Reif), Quellwasser (Brunnen- oder Trinkwasser), Flufswasser, Mineralwässer und Meerwasser. Sie sind niemals rein, sondern enthalten immer mehr

1) lat. *condensāre*, verdichten, flüssig machen. — 2) *turgescĕre*, aufschwellen, strotzend machen.

oder weniger fremde (mineralische und auch organische) Bestandteile, welche sie auf ihrem Wege von den Wolken herab bis zum Meere infolge ihres Lösungsvermögens in sich aufgenommen und in den flüssigen Zustand übergeführt haben. Am wenigsten davon enthält das Regenwasser und der Tau, doch sind auch diese, da sie mit dem Staube der Atmosphäre in Berührung gekommen sind, nicht völlig rein. Das Quellwasser enthält verschiedene Bestandteile des Erdbodens, durch den es geströmt ist, und hinterläfst dieselben nach dem vollständigen Eindampfen als einen festen Rückstand. Das Flufswasser ist in der Regel ärmer an solchen Bestandteilen, da sich ein Teil der in den Quellen enthaltenen Stoffe während des ruhigen Laufs, der Flüsse wieder ausscheidet. Dagegen enthalten die Mineralwässer in der Regel so viel mineralische Bestandteile gelöst, dafs sie danach schmecken. Das Meerwasser endlich ist eine Lösung verschiedener Salze, unter denen das gewöhnliche Kochsalz vorwaltet.

Auch Gase vermag das Wasser in sich aufzunehmen, aufzulösen oder zu absorbieren[1] und im flüssigen Zustande festzuhalten; erst nach längerem ruhigen Stehen scheidet sich ein Teil derselben wieder aus (Gasbläschen an den Wänden eines mit Brunnenwasser gefüllten Glases nach dem Stehen über Nacht). Rasch erfolgt die Ausscheidung beim Kochen: Unter diesen Gasen befindet sich bei den natürlichen Wässern stets Sauerstoff, welcher auf diesem Wege zu den Wassertieren gelangt und den Atmungsprozefs derselben unterhält.

Um ein wirklich reines Wasser zu erhalten, mufs man es destillieren[2] (destilliertes Wasser).

7. Hauptergebnis.

12. Die Umwandlung der unedlen Metalle in Aschen einerseits und die gewöhnliche Verbrennung von Schwefel, Phosphor, Wasserstoff und organischen Körpern (Holz etc.) anderseits sind Naturerscheinungen, welche auf ein und derselben Ursache beruhen, nämlich auf der Verbindung der betreffenden Körper mit dem Sauerstoff der Luft, wobei letzterer „verbraucht“ wird, d. h. mit dem Akte seiner „Verbindung“ seine Eigenschaften — mit Ausnahme seines Gewichtes — ebenso verliert, wie der andere Körper.

Alle diese Vorgänge fafst man daher unter dem gemeinschaftlichen Namen **Verbrennung** oder **Oxydation** zusammen. Brennbare Körper heifsen **oxydierbar**, verbrannte Körper im allgemeinen **Oxyde**; z. B. Bleioxyd, Zinnoxyd, Eisenoxyd, Quecksilberoxyd etc.

Geschichtliches. Im Altertume rechnete man die Luft zu den sogenannten vier Elementen (Feuer, Wasser, Erde, Luft), und noch bis gegen das Ende des 18. Jahrh. hielt man sie für einen einfachen, d. h. nicht aus verschiedenartigen Bestandteilen zusammengesetzten Körper; welche Rolle sie bei der Verbrennung spielt, war unbekannt. Im Mittelalter, zur Zeit der alchymistischen Chemie, beschäftigte man sich vornehmlich mit dem Problem, unedle Metalle in Gold zu verwandeln, und beobachtete dabei vielfach die Veränderung der ersteren beim Erhitzen an der Luft *(Verkalkung der Metalle)*, ohne die Ursachen dieses Vorgangs zu erkennen. Ein wichtiger Fortschritt war es, als Stahl in Halle zuerst die Analogie der Verkalkung mit den gewöhnlichen Verbrennungserscheinungen darlegte. Doch stellte er über die beiden Prozessen zu Grunde liegenden Ursachen eine irrige Ansicht auf: er glaubte nämlich, dafs sowohl in den Metallen, wie auch in allen übrigen brennbaren Körpern aus dem Pflanzen- und Tierreiche ein gemeinsames Prinzip der Brennbarkeit enthalten sei,

1) lat. *absorbēre*, verschlucken. — 2) lat. *destillāre*, herabtropfen.

welches er mit dem Namen *Phlogiston* oder *Brennstoff* bezeichnete (1697); dieses entweiche bei der Verbrennung, mische sich der Luft bei und mache dieselbe dadurch ungeeignet, die Verbrennung oder die Verkalkung weiter zu unterhalten (*phlogistisierte Luft*). Er hielt an dieser Ansicht fest, obwohl ihm bekannt war, dafs die Metalle durch Verkalkung nicht, wie es hiernach hätte sein müssen, eine Gewichtsabnahme sondern ein Gewichtszunahme erlitten, und er so wenig wie seine Nachfolger legten auf dieses so wichtige Argument irgend welchen Wert. Die bedeutendsten Chemiker des vorigen Jahrh. in Deutschland, Frankreich und England folgten der von Stahl begründeten *phlogistischen Theorie.* Erst nachdem Lavoisier (1774) nachgewiesen, dafs bei der Verkalkung von unedlen Metallen (Zinn oder Blei) in geschlossenen Gefäfsen das Metall gerade soviel an Gewicht zunimmt, als die mit eingeschlossene Luft an Gewicht verliert,[1] wurden bestimmtere Unterlagen zur erfolgreichen Bekämpfung der phlogistischen Theorie gewonnen, und nachdem nun auch um dieselbe Zeit der Sauerstoff entdeckt, gelangte Lavoisier durch fortgesetzte Versuche dahin, im Jahre 1777 eine neue Verbrennungstheorie aufzustellen, welche alle Verbrennungs- und Verkalkungserscheinungen erklärte, ohne dazu der Annahme des Stahl'schen Phlogistons zu bedürfen. Der denkwürdige Versuch, durch welchen Lavoisier 1777, also drei Jahre nach der Entdeckung des Sauerstoffs, nicht nur den unumstöfslichen Beweis lieferte, dafs der letztere **allein die Ursache der Metallverkalkung** ist, sondern auch zugleich die **Zusammensetzung der Luft** aus 1 Vol. Sauerstoff und 5 Vol. Stickstoff feststellte, wurde folgendermafsen ausgeführt. In einer Retorte *A* mit langem S-förmig gebogenem Halse wurde eine gewogene Menge Queksilber gebracht und dieselbe auf einen mit Kohle zu heizenden Ofen gesetzt. Daneben war ein flaches Gefäfs mit Quecksilber so aufgestellt, dafs der untere gebogene Teil des Retortenhalses bis auf den Boden reichte, und das offene Ende des Halses noch ein reichliches Stück über die Oberfläche des Quecksilbers empor ragte. Endlich stürzte man eine unten offene Glasglocke darüber, welche ein genau abgemessenes Volum Luft enthielt. Die beiden Räume *A* und *B* standen also miteinander in Verbindung. Nachdem alles so angeordnet war, wurde der Ofen angefeuert, das Quecksilber bis nahe zum Sieden erhitzt und bei dieser Temperatur 12 Tage lang erhalten. In den ersten Stunden war nichts zu beobachten; dann aber bildeten sich auf dem Quecksilber rote Flecke und Schuppen, welche fortwährend an Gröfse und Menge zunehmen. Gleichzeitig begann das Quecksilber in der Glocke *B* langsam zu steigen, was auf eine Volumenverminderung der in *A* und *B* enthaltenen Luft hinwies. Als endlich nach der angegebenen Zeit ein Steigen des Quecksilbers

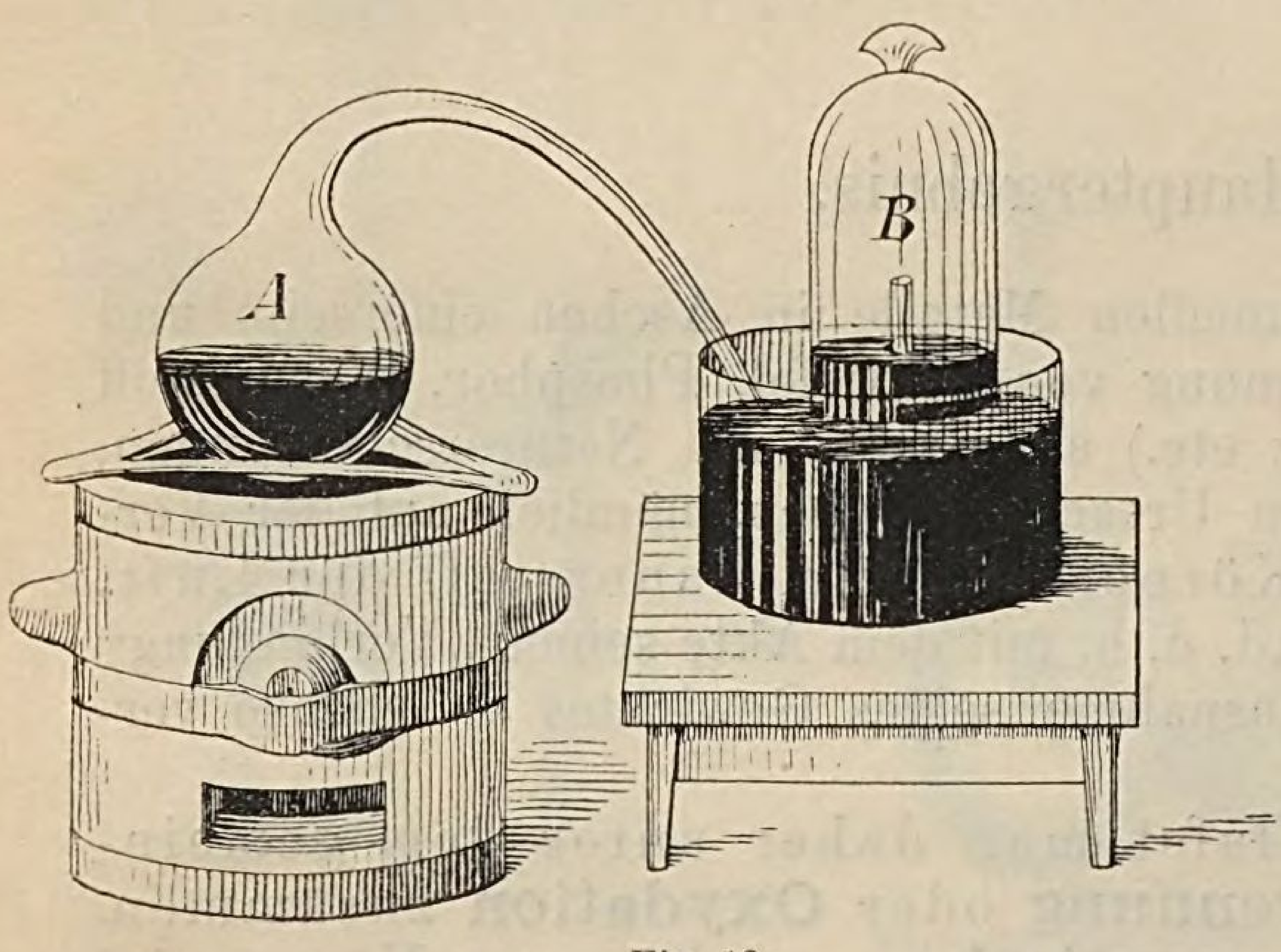


Fig. 18.

[1] Das Metall wurde mit Luft in eine Glasröhre eingeschmolzen und das Ganze gewogen, dann das Metall durch Erhitzen teilweise verkalkt und das Rohr abermals gewogen, wobei eine Gewichtszunahme nicht nachzuweisen war. Endlich öffnete man das Glasrohr, so dafs Luft einströmen konnte, wog abermals und konnte jetzt eine Gewichtsvermehrung nachweisen, welche eben soviel betrug als diejenige, die für das teilweise verkalkte Metall konstatiert wurde. — Es ist in hohem Grade interessant, dafs derselbe Versuch schon 98 Jahre früher von dem englischen Chemiker Boyle (1676) ausgeführt und beschrieben worden ist, ohne von diesem in seiner Bedeutung erkannt worden zu sein. (Vgl. Arendt, Lehrgang S. 24.)

nicht mehr beobachtet werden konnte, wurde der Versuch unterbrochen und zunächst die rückständige Luft gemessen. Sie hatte sich um nahezu $^1/_5$ ihres ursprünglichen Volums vermindert. Dann wurde das gebildete rote Quecksilberoxyd gesammelt, gewogen, in einer kleinen Retorte erhitzt und das entwickelte Gas (Sauerstoff) aufgefangen. Seine Menge betrug dem Volum nach fast genau soviel, als die Volumabnahme der Luft in der Glocke *B*. Es war also hierdurch bewiesen, dafs genau dieselbe Menge Gas, welches das Quecksilber beim Erhitzen der Luft entzogen hatte, durch stärkeres Erhitzen des Metalles wieder frei wurde. — Das rückständige Gas in der Glocke *B* (Stickstoff oder, wie es Lavoisier damals nannte, mofette atmosphérique) hatte natürlich die Eigenschaften der atmosphärischen Luft verloren. Als Lavoisier aber 4 Vol. desselben mit 1 Vol. Sauerstoff mischte, erhielt er ein Gasgemenge, welches genau alle Eigenschaften der atmosphärischen Luft besafs.

Durch diesen entscheidenden Versuch mufste endlich die phlogistische Theorie als widerlegt gelten. Die neue Lehre, welche man die *antiphlogistische Theorie* nannte, entwickelte sich im Laufe der nächsten Jahre zur völligen Klarheit, und bald sprach es Lavoisier bestimmt aus, dafs der Sauerstoff das einzig wahre, die Verbrennung und Verkalkung bedingende Prinzip sei, und dafs somit das Phlogiston nicht existiere. Obwohl man annehmen sollte, dafs bei der Klarheit der Beweisführung Lavoisier's Ansichten unmittelbar hätten Anerkennung finden müssen, so beharrten doch die Anhänger der phlogistischen Theorie zum Teil noch lange Zeit hindurch bei ihrer Ansicht und suchten durch mancherlei Annahmen die neu erkannten Thatsachen mit ihrer Auffassung in Einklang zu bringen. Einige nahmen an, dafs das Phlogiston sich mit einem Teile der Luft (Sauerstoff) vereinige, und dafs das so entstandene Produkt entweder frei in der Luft verbleibe (gewöhnliche Verbrennung) oder in den verbrennenden Körper wieder eingehe und denselben schwerer mache (Verkalkung). Andere stellten die Ansicht auf, dafs das Phlogiston negative Schwere besitze, so dafs es die Körper, solange es noch in ihnen enthalten sei, leichter mache; beim Verbrennen dagegen entweiche es, lasse die Körper mit ihrer ursprünglichen Schwere zurück, vereinige sich mit einem Teile der Luft und mache diese dadurch leichter etc. etc. Selbst der Entdecker des Sauerstoffs (Priestley) gehörte zu den Gegnern der antiphlogistischen Theorie, welche erst mit dem Beginne des 19. Jahrhunderts zur allgemeineren Geltung gelangte.

Die atmosphärische Luft enthält aufser ihren beiden gasförmigen Hauptbestandteilen, Sauerstoff und Stickstoff, noch einen dritten in sehr geringer Menge: die Kohlensäure (auf welche später noch ausführlicher zurückzukommen ist) und einen vierten: das Argon, dessen Gegenwart bis in die allerneueste Zeit übersehen und erst im Jahre 1895 von Lord Rayleigh und W. Ramsay nachgewiesen worden ist. Es bleibt mit dem Stickstoff zurück, wenn der Sauerstoff durch Verbrennung entzogen wird, ist also gegen Flammen ebenso indifferent wie dieser und wurde eben deshalb immer mit demselben verwechselt.

Das Wasser wurde bis zum Jahre 1781 allgemein als einfacher Körper angesehen. In diesem Jahre teilte Warltier an Priestley mit, dafs sich bei der Verbrennung von Wasserstoff in atmosphärischer Luft stets Feuchtigkeit bilde. Letzterer, der sich über die Erscheinung keine Rechenschaft geben konnte, wandte sich an Watt, welcher 1783 die Ansicht aussprach, dafs man das Wasser als zusammengesetzt aus Sauerstoff und Phlogiston ansehen könne. Inzwischen stellte Cavendish Versuche darüber an und entdeckte schon früher, als Watt's Ansicht durch Priestley veröffentlicht wurde, mit Bestimmtheit, dafs Wasserstoff, mit gewöhnlicher Luft oder Sauersloff verbrannt, immer Wasser giebt. Diese Versuche wurden erst im Jahre 1784 publiziert. Lavoisier endlich bestätigte die Beobachtung und übersetzte sie in die Sprache des antiphlogistischen Systems. Hiernach mufs die Entdeckung der Natur des Wassers Cavendish zugeschrieben werden.

II. Leichte Metalle und deren Oxyde.

13. Bis zu Anfang dieses Jahrhunderts waren nur schwere Metalle bekannt, und daher konnte man bis dahin das hohe spezifische Gewicht als ein charakteristisches Kennzeichen der Metalle betrachten. Seitdem aber ist eine gewisse Zahl von Metallen entdeckt worden, die ein auffallend niedriges spezifisches Gewicht besitzen, und von denen einige sogar auf Wasser schwimmen.

Die wichtigsten leichten Metalle.

Namen	Spez. Gew.	Farbe	Schmelzpunkt	Entdeckung
Kalium, K . .	0,865	silberweifs	63°	1807 von DAVY.
Natrium, Na .	0,972	silberweifs	96°	1807 „ „
Calcium, Ca . .	1,5	gelb	bei Rotglut	1808 „ „
Barium, Ba . .	1,9	gelb	bei Rotglut	1808 „ „
Strontium, Sr .	2,5	gelb	bei mäfsiger Rotglut	1808 „ „
Magnesium, Mg	1,8	silberweifs	bei mäfsiger Rotglut	1808 „ „
Aluminium, Al .	2,6	bläulichweifs	bei heller Rotglut	1827 von WÖHLER.

8. Kalium, Natrium, Calcium, Barium, Strontium.

Kalium[1] (*Kalium*) K. Silberweifs, stark glänzend, weich wie warmes Wachs, läfst sich kneten. — Vorkommen in der Asche der Landpflanzen und einigen Mineralien: *Feldspat* (*131*), *Kaïnit* (*74*), *Carnallit* (*58*), *Sylvin* (*57*), *Polyhalit* (*69*).

Natrium[2] (*Natrium*) Na. Silberweifs, dem Kalium ähnlich. — Vorkommen als Bestandteil vieler Mineralien: *Steinsalz* (*59*), *Glaubersalz* (*66*), *Soda* (*81*), *Trona* (*82*), *Natrocalcit* (*83*).

Beide Metalle zeigen ihren Glanz nur auf frischer Schnittfläche, oxydieren sich aber an der Luft sofort und müssen deshalb unter Petroleum oder in Röhren mit Wasserstoff eingeschmolzen aufbewahrt werden. Bei gelindem Erhitzen verbrennen sie rasch zu Oxyden.

Versuch [T. § 50]. Kalium und Natrium werden jedes für sich in einer Porzellanschale erhitzt. Sie schmelzen dabei zu einer metallglänzenden Masse, entzünden sich bald und verbrennen unter Entwickelung eines starken Rauches und Hinterlassung weifser zerreiblicher Oxyde (Fig. 19).

1) arab. *al kali*, die Asche (Pflanzenasche), aus welcher die Verbindungen des Kaliums zuerst gewonnen wurden. — 2) altlat. *nitrum*, natürliches mineralisches Laugensalz, welches eine Verbindung des Natriums ist (vgl. *nitrum* S. 11 Note 1).

Die Oxydationsprodukte heifsen:

Kaliumoxyd oder **Kali** und **Natriumoxyd** oder **Natron.** Beide ziehen aus der Luft rasch Feuchtigkeit an (sind hygroskopisch[1]) und zerfliefsen damit zu öligen Flüssigkeiten (sind zerfliefslich oder deliquescent[2]), welche sich in Wasser leicht lösen. Die Lösungen wirken ätzend auf die Haut und machen sie dadurch schlüpfrig, schmecken (in starker Verdünnung!) laugenhaft, färben rotes Lackmus blau und gelbe Curcuma braun (Phenolphtaleïn rot). Im konzentrierteren Zustand

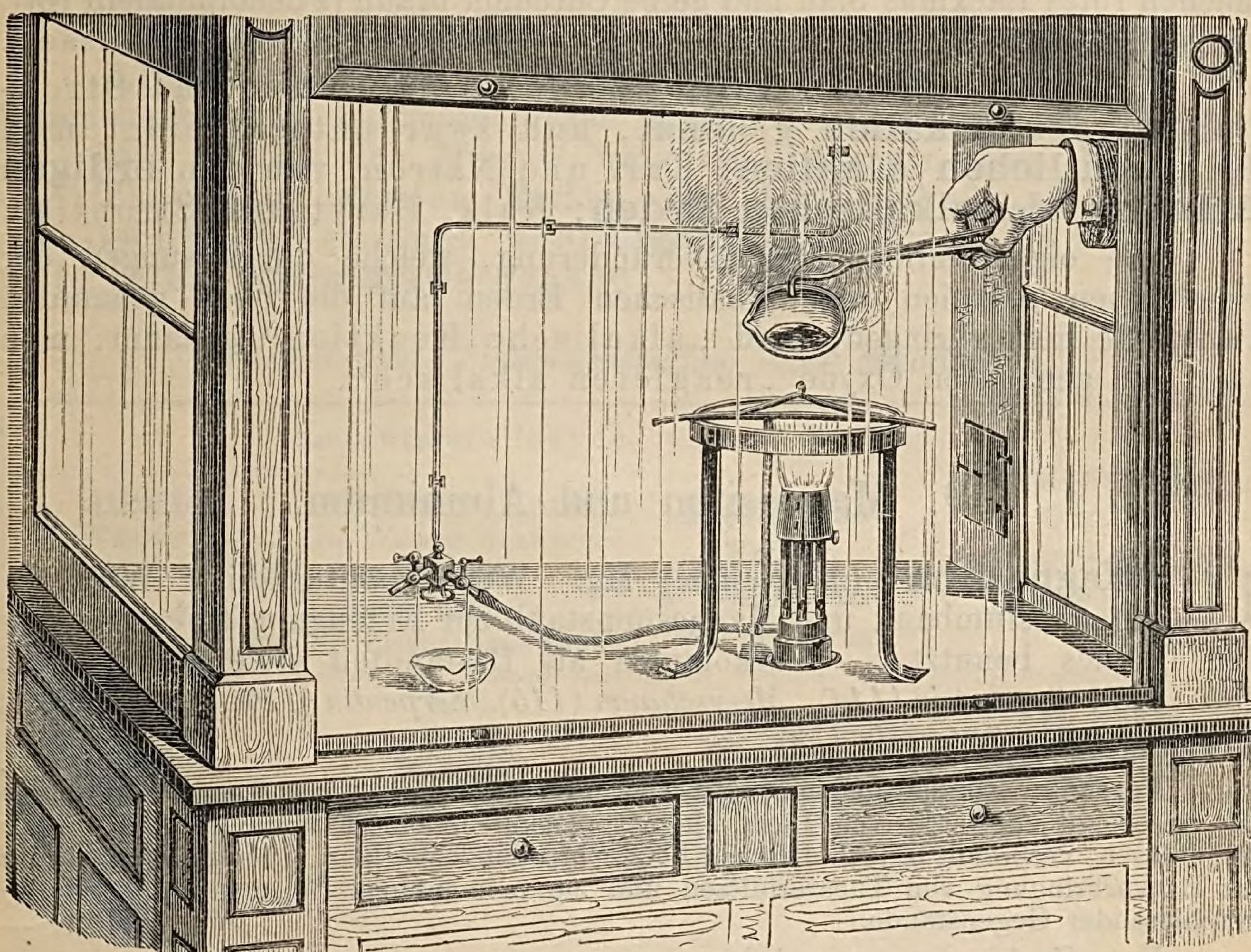


Fig. 19. Verbrennen von Kalium und Natrium.

(Laugen genannt: Kalilauge, Natronlauge) wirken sie namentlich beim Erwärmen zerstörend auf organische (besonders animalische) Substanzen.

Calcium[3] (*Calcium*) Ca. Gelb, stark glänzend, dehnbar. — Vorkommen in *Kalkspat* (*84*), *Kalkstein* (*84*[c]), *Marmor* (*84*[b]), *Gips* (*68*), *Anhydrit* (*67*), *Dolomit* (*86*) etc. und im gebrannten Kalk.

Barium[4] (*Barium*) Ba. Gelb. — Vorkommen in *Schwerspat* (*70*), *Witherit* (*88*) etc.

1) griech. ὑγρός (*hygros*), feucht und σκοπή (*skopē*) oder σκοπιά (*skopiā*), Beobachtung, also eigentlich: Feuchtigkeit anzeigend (weil Wasserdampf aus der Luft anziehend). — 2) lat *deliquescĕre*, zerschmelzen, zerfliefsen. — 3) lat. *calx*, der Kalk. — 4) griech. βαρύς (*barys*), schwer. Das Metall wurde zuerst aus der Baryterde (Schwererde) dargestellt, welche ihrerseits aus dem *Schwerspat* gewonnen wird.

Strontium [1] (*Strontium*) Sr. Gelb. — Vorkommen in *Strontianit* (*89*), *Cölestin* (*71*) etc.

Alle drei sind an der Luft leicht oxydierbar und deshalb unter Petroleum oder in Glasröhren mit Wasserstoff eingeschmolzen aufzubewahren. Ihre Oxyde

Kalk (oder Kalkerde) und **Strontian** (oder Strontianerde) sind schwer löslich, **Baryt** (oder Baryterde) weniger schwer löslich, aber immer noch beträchtlich schwerer als Kali und Natron. Die Lösungen machen rotes Lackmus blau und gelbe Curcuma braun (Phenolphtaleïn rot); sie heifsen Wässer (Kalkwasser, Barytwasser, Strontianwasser).

Alle fünf Oxyde: Kali, Natron, Kalk, Baryt und Strontian werden **Alkalien** genannt, und zwar unterscheidet man die **eigentlichen Alkalien:** Kali und Natron, von den **erdigen Alkalien** oder **alkalischen Erden:** Kalk, Baryt und Strontian.

Die eigentümliche Farbenveränderung, welche die Lösungen der eigentlichen Alkalien und alkalischen Erden auf die oben genannten Farbstoffe hervorbringen, wird „alkalische Reaktion“ genannt; man sagt: die genannten Oxyde „reagieren alkalisch“.

9. Magnesium und Aluminium.

14. **Magnesium** [2] (*Magnesium*) Mg. Weifs, politurfähig. Wird als Magnesiumband und Magnesiumstaub zur Erzeugung eines glänzenden Lichtes benutzt. — Vorkommen als Bestandteil vieler Mineralien: *Talk* (*113*), *Speckstein* (*114*), *Meerschaum* (*115*), *Serpentin* (*116*), *Asbest* (*123*), *Magnesit* (*87*), *Bittersalz* (*73*).

Versuch. Magnesiumband läfst sich in der Flamme einer Lampe entzünden und verbrennt mit intensivem Licht, Magnesiumstaub in eine Flamme geschüttet oder eingeblasen, verbrennt blitzähnlich mit höchst blendendem Glanz. (Magnesiumblitz zur Hervorbringung von Theaterblitzen und zur momentanen Beleuchtung zu photographierender Gegenstände.)

Das Verbrennungsprodukt:

Magnesiumoxyd oder **Magnesia** (Talkerde oder Bittererde) ist weifs, erdig, in Wasser fast vollkommen unlöslich und indifferent gegen Geschmack und Pflanzenfarben.

Aluminium [3] (*Aluminium*) Al. Weifs mit einem schwachen Stich ins Blaugraue, sehr politurfähig. — Vorkommen im *Porzellan-* und *Töpferthon*, im *Lehm*, also in jedem Ackerboden, und vielen anderen Mineralien. Einer der verbreitetsten Bestandteile unseres Erdkörpers. — Das Aluminium wird in neuerer Zeit durch Anwendung hoch gespannter

1) Der *Strontianit*, aus welchem das Strontium zuerst gewonnen wurde, hat seinen Namen von der schottischen Stadt Strontian, in deren Nähe er gefunden wird. — 2) *Magnesia alba.* Bittererde, ein aus dem Bittersalz bereitetes Medikament (seit Anfang des 18. Jahrhunderts), woraus durch Davy das Metall dargestellt wurde. — 3) lat. *alūmen*, Alaun, dessen Hauptbestandteil Aluminium ist.

starker elektrischer Ströme (mittels Dynamomaschinen) in gröfseren Mengen fabrikmäfsig dargestellt. Es bildet mit Silber eine schön weifse und mit Kupfer eine schön goldgelbe Legierung (Aluminiumbronze). Sowohl das reine Metall als auch seine Legierungen finden eine vielseitige und mannigfaltige Anwendung zu den allerverschiedenartigsten Zwecken.

Versuch. Erhitzt man ein Stück Aluminiumblech über der Lampe, so bedeckt sich dasselbe mit einer grauen Haut. Dünngeschlagenes Aluminium (Blattaluminium) verbrennt in einer Flamme mit blendendem Glanz.

Das Verbrennungsprodukt:

Aluminiumoxyd oder **Thonerde** ist weifs, in Wasser vollkommen unlöslich, indifferent gegen Geschmack und Lackmus.

Die Oxyde des Magnesiums und Aluminiums: Magnesia und Thonerde, werden **Erden** (zur Unterscheidung von den alkalischen Erden auch wohl **eigentliche Erden**) und die Metalle selbst **Erdmetalle** genannt.

Vergleichende Zusammenstellung aller Metalloxyde.

Leichtmetalloxyde			Schwermetall-Oxyde, in Wasser unlöslich, indifferent.
Alkalien, in Wasser leicht löslich.	**Alkalische Erden,** in Wasser schwerer löslich.	**Eigentliche Erden,** in Wasser unlöslich, indifferent.	
Die Lösungen Lackmus bläuend, Curcuma bräunend (alkalische Reaktion).			
Kali Natron	Kalk Baryt Strontian	Magnesia Thonerde	Alle früher besprochenen.

III. Nichtmetalle oder Metalloide und deren Oxyde.

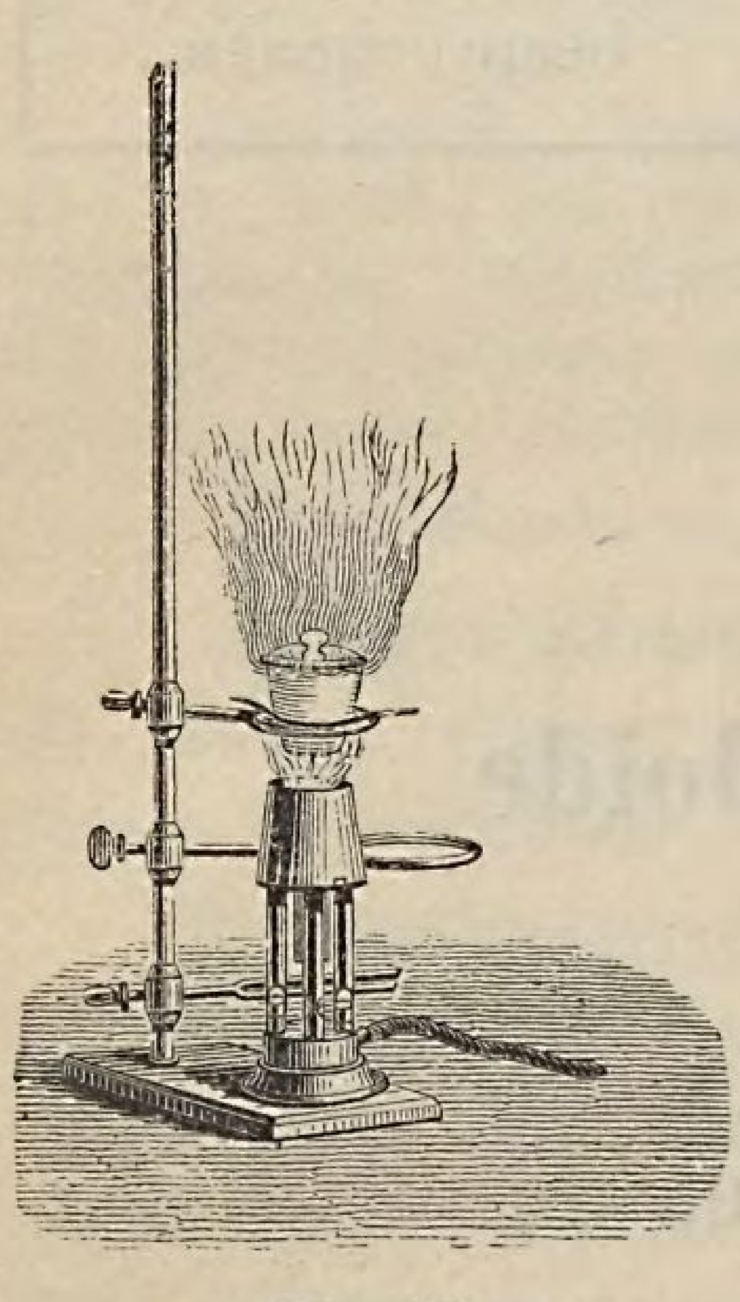
1. Kohlenstoff und Kohlensäure.

15 **Kohlenstoff** (*Carbonium*[1]) C. Ein allgemeiner Bestandteil aller organischen Körper, sowie der im gewöhnlichen Leben mit dem Namen Kohle (Stein-, Holz-, Braunkohle) benannten Substanzen; läfst sich durch Erhitzen derselben gewinnen.

1) lat. *carbo*, Kohle.

Namen	Spez. Gew.	Gestalt	Schmelzp.	Siedepunkt
Kohlenstoff				
Organische Kohle	1,2—1,7	amorph	unschmelzbar	—
Graphit	1,9—2,2	krystallinisch	unschmelzbar	—
Diamant . . .	3,5—3,6	krystallisiert	unschmelzbar	—
Schwefel				
α-Schwefel . . .	2,07	krystallisiert	111,5°	424°
β-Schwefel . . .	1,96	krystallisiert		
γ-Schwefel . . .	1,91	amorph		
Phosphor				
gewöhnlicher . .	1,8	krystallinisch	44°	290°
roter	2,1	amorph	—	—
Arsen	5,9	krystallisiert	—	verdampft bei 180°
Antimon	6,7	krystallinisch	450°	bei Weifsglut
Bor	2,68	amorph	—	—
Kiesel				
krystallisiertes .	2,49	krystallisiert	—	—
amorphes . . .	—	amorph	—	—

Versuch [T. § 40]. In einem lose bedeckten Porzellan- oder Platintiegel werden einige Stück Holz (Sägespäne), Papier, Stroh, Zucker, Stärkemehl, Leim, Knochen, Horn oder tierische Abfälle irgend welcher Art, Steinkohle, Braunkohle und dergl. erhitzt (Fig. 20).


Fig. 20. Verkohlung von Holz.

Ergebnis. Anfangs entweichen brennbare Gase von üblem (brenzlichem) Geruch, besonders bei tierischen Substanzen; zuletzt hinterbleibt im Tiegel eine schwarze, je nach der Natur der verschiedenen Substanzen poröse oder blasig aufgeschwollene, meist leicht zerreibliche Kohle: Holzkohle, Zuckerkohle, Tierkohle, (Knochenkohle, Blutkohle etc.), Koks (von Steinkohlen) genannt.

Diese Kohlenarten bestehen, wenn sie stark und lange geglüht sind, zum gröfseren Teil aus reinem Kohlenstoff.

Die Holzkohle wird im Grofsen in den sogenannten Kohlenmeilern (Figg. 21 und 22) dargestellt, in welchen die Holzscheite dicht geschichtet und oben mit Erde bedeckt sind; für den Zutritt der Luft sind nur enge Kanäle gelassen. Die brennbaren Gase entweichen und verbreiten ihren Geruch oft stundenweit. — Die käufliche Holzkohle ist niemals vollständig ausgeglüht, sie entwickelt deshalb beim Glimmen immer noch riechende Gase (Kohlendunst).

Der Kohlenstoff ist selbst in stärkster Glühhitze weder

schmelzbar, noch flüchtig. Er kommt in drei verschiedenen allotropischen[1] Modifikationen vor:

a. **Organischer Kohlenstoff**, der aus organischen Körpern gewonnene. Letztere enthalten aufser Kohlenstoff noch andere (flüchtige) Substanzen. (Woraus ergiebt sich dies?)

b. **Graphit**[2] oder **Wasserblei, Reifsblei** *(2)*. Blätterige, strahlige, schuppige oder dichte Massen, eisenschwarz, matt oder auch glänzend, abfärbend; Benutzung zu Bleistiften, zum Schwärzen eiserner Geräte, und wegen seiner Unschmelzbarkeit, gemengt mit feuerfestem Thon, zur Fabrikation von Tiegeln etc.

c. **Diamant.**[3] *(1)* Reinster Kohlenstoff; krystallisiert in Oktaedern oder andern Formen des tesseralen Systems, meist farblos und durchsichtig, mitunter auch gefärbt grün, rot, seltener schwarz); das Licht stark brechend und zerstreuend, der härteste (aller Körper (H. = 10).

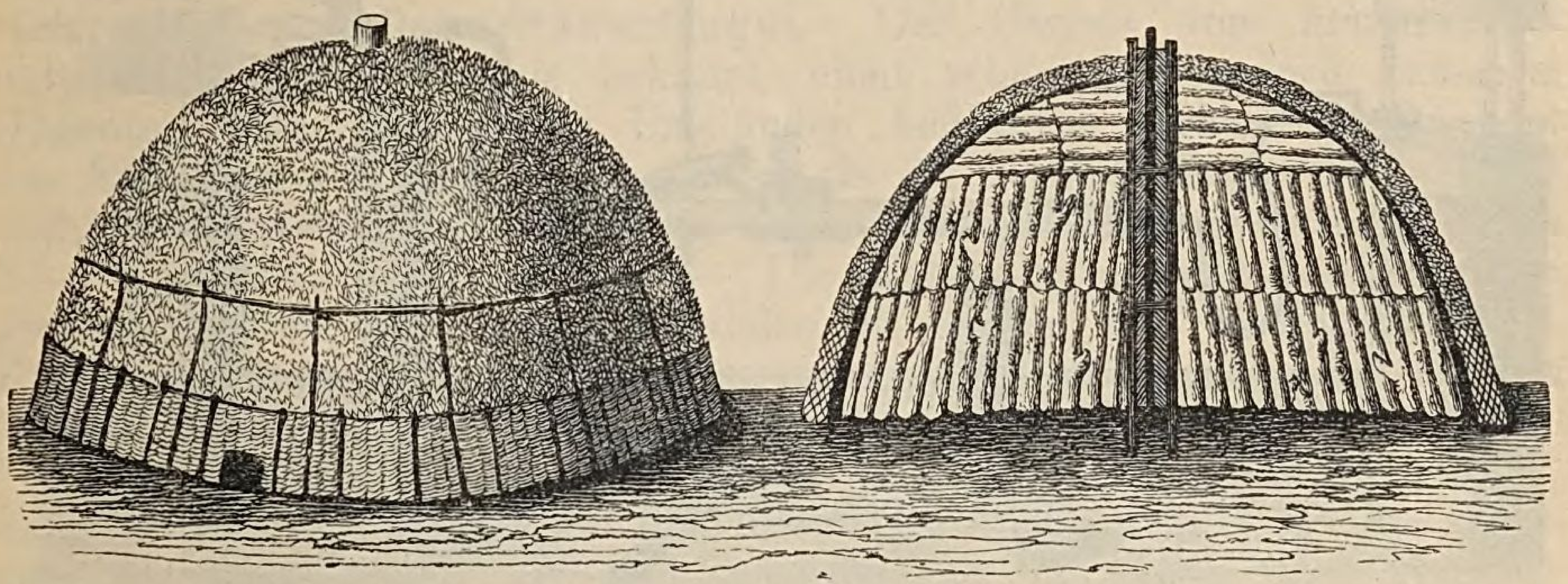


Fig. 21. Kohlenmeiler. Fig. 22.

Die organische Kohle besitzt die Eigenschaft, Farbstoffe (ebenso auch übelriechende Substanzen, gewisse Pflanzengifte etc.) aus wässerigen Lösungen zu absorbieren[4] und Gase in sich aufzusaugen [T. § 40 u. 41]. Daher ihre Benutzung zum Entfärben von Flüssigkeiten (Zuckersaft etc.), zur Reinigung (Desinfektion[5]) von Wasser und zum Filtrieren von Luft (plastische[6] Kohle).

16. Während der Kohlenstoff, (gleichgültig, welcher Herkunft) beim Erhitzen in geschlossenen Gefäfsen vollkommen unverändert bleibt, verschwindet er bekanntlich für unsere Wahrnehmung beim Erhitzen an freier Luft. Dies ist ganz zweifellos eine Folge seiner Oxydation. Da kein Stoff vom Erdboden verschwinden kann, so kann das Oxydationsprodukt nichts anderes als ein für uns unwahrnehmbares Gas sein. Um dieses kennen zu lernen, mufs der Kohlenstoff in der Weise verbrannt

1) griech. ἄλλος (*állos*), ein anderer und τρόπος (*trópos*), die Wendung, die Art; also: anders geartet (äufserlich). — 2) griech. γράφειν (*gráphein*), schreiben, wegen seiner Benutzung als Schreibmaterial zu Bleistiften. — 3) griech. ἀδάμας (*adámas*) unbezwinglich. — 4) lat. *absorbēre*, verschlucken. — 5) lat. *de* privativum (ent-) und *inficĕre*, mit etwas Schädlichem, mit Gift etc. anmachen; also: entgiften. — 6) griech. πλάσμα *plásma*), Gebilde, also plastisch = geformt.

werden, daſs man das Verbrennungsprodukt auffangen und untersuchen kann.

Versuch [T. § 42]. Man bringe in ein Glasrohr gut ausgeglühte Kohle (Holzkohle), leite Sauerstoff darüber und erhitze das Rohr von auſsen, bis die Kohle zu verbrennen beginnt. Das ausströmende Gas leite man in einen hohen Fuſscylinder, in welchem mehrere Lichter brennen (Fig. 23), bis dieselben verlöschen, fange einen anderen Teil in einem Stöpselcylinder auf und schüttele es darin tüchtig mit kaltem Wasser, in welches man nachher etwas blaue Lackmuslösung gieſst. Ferner leite man es in Kalkwasser, welches dadurch getrübt wird, und gieſse es aus einem Cylinder in einen anderen, in welchem ein brennendes Licht steht.

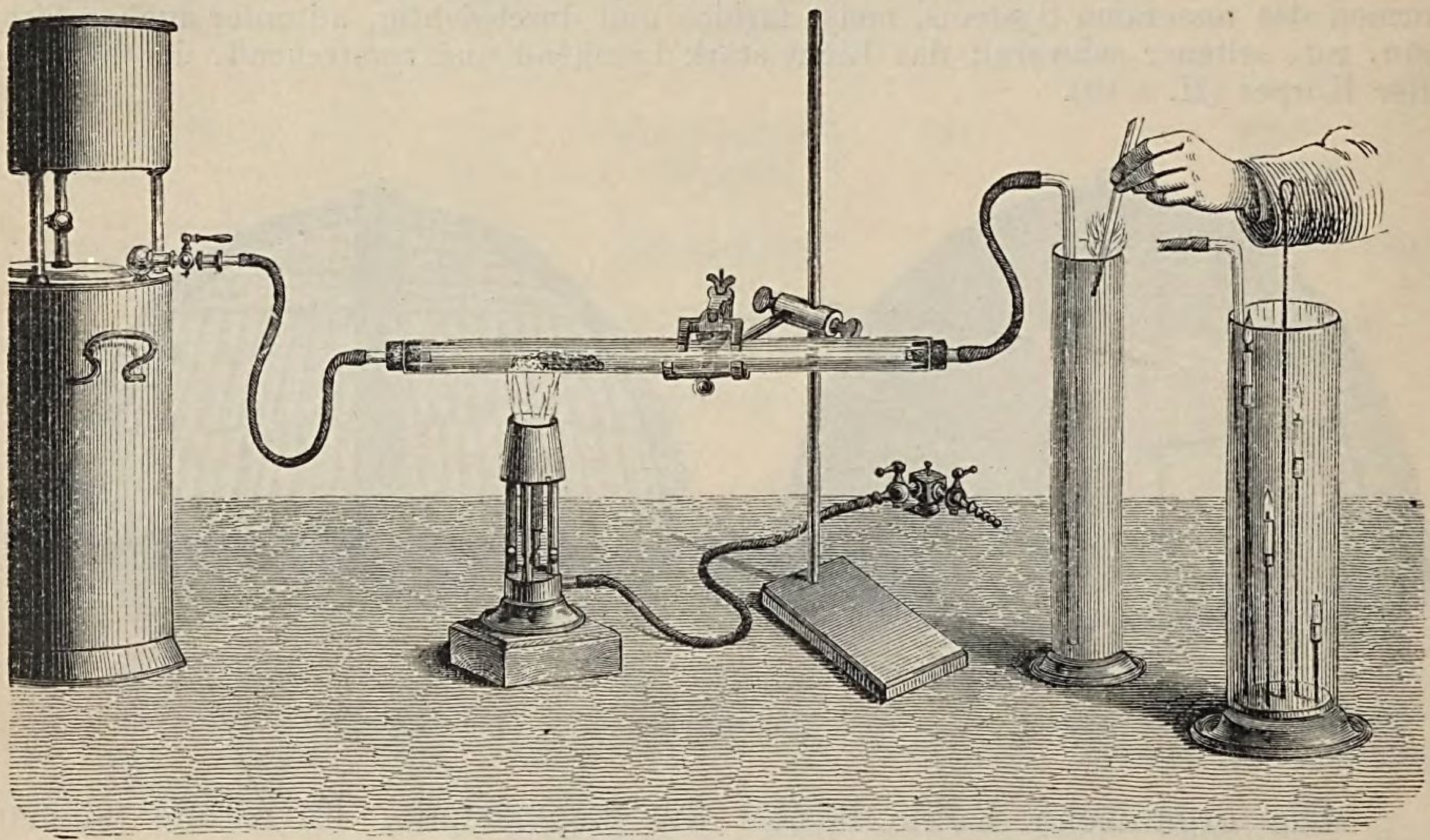


Fig. 23. Verbrennung von Kohlenstoft.

Ergebnis. Die Kohle verschwindet während des Verbrennens scheinbar unter Zurücklassung von etwas Asche. Das austretende Gas besitzt nicht mehr die Eigenschaften des Sauerstoffs. Daraus folgt: Kohlenstoff und Sauerstoff haben sich verbunden zu:

Kohlensäure (*Acidum carbonicum*) (so genannt wegen ihres säuerlichen Geschmackes), welche also aus Kohlenstoff und Sauerstoff bestehen muſs, weil sie daraus entstanden ist. Spez. Gew. 1,524. Farblos, irrespirabel (nicht atembar), lebende Tiere sterben darin sofort, erstickt die Flamme, wird vom Wasser absorbiert (kohlensaures Wasser), bei 0° und unter gewöhnlichem Luftdruck zu gleichem Volum, bei 2 Atmosphären zu doppeltem, bei 3 Atmosphären zu dreifachem Volum etc., läſst sich durch Erhitzen wieder daraus entfernen und entweicht auch in offenen Gefäſsen bei gewöhnlicher Temperatur nach einiger Zeit (kohlensaures Wasser in offenen Gläsern), trübt Kalkwasser, macht Lackmus weinrot, läſst sich durch sehr starken Druck (35 Atm.) zu einer Flüssigkeit verdichten (flüssige Kohlensäure), welche nach Entfernung des Druckes rasch verdampft und dadurch eine sehr intensive Kälte (— 79°) erzeugt, wobei ein Teil der Flüssigkeit erstarrt (feste Kohlensäure).

Flüssige Kohlensäure wird fabrikmäfsig dargestellt und in schmiedeeisernen Flaschen von 2 bis 6 kg Inhalt versandt. Sie dient zur Fabrikation von Mineralwässern, in der Kellerwirtschaft zum Aufdrücken des Bieres, zum Treiben von Maschinen (Feuerspritze) und zur Erzeugung sehr niedriger Temperatur.

Die Kohlensäure entsteht bei der Verbrennung aller organischen Körper, ebenso auch beim Atmen der Tiere (Beweis durch Einblasen von Atmungsluft in Kalkwasser); sie ist deshalb ein nie fehlender Bestandteil der Atmosphäre (3 Vol. in 10 000 Vol. Luft). Sie entwickelt sich ferner fertig gebildet, namentlich in vulkanischen Gegenden, aus dem Erdboden (Hundsgrotte bei Neapel, Pyrmont, Lahnthal bei Ems, Burgbrohl am Rhein; letzteres Vorkommen [1500 l per Minute] wird technisch verwertet zur Darstellung flüssiger Kohlensäure und künstlicher Mineralwässer) und bildet einen Bestandteil vieler Mineralquellen (Säuerlinge). Der Genufs von kohlensäurehaltigem Wasser ist, wie bekannt, nicht schädlich, sondern kann im Gegenteil unter besonderen Umständen heilkräftig wirken, dagegen ist das Einatmen von Luft, welche mehr als die normale Menge Kohlensäure enthält, der Gesundheit nachteilig und wirkt schon bei einem Gehalt von 3—4 p. c. tödlich (erstickend). — Die Kohlensäure findet sich auch in grofsen Massen gebunden in vielen Mineralien und Gesteinen, z. B. Kalkstein, Marmor etc., aus denen sie durch Brennen oder auf anderm Wege befreit werden kann.

In geschlossenen Räumen, welche von vielen Menschen besetzt sind, kann durch die Atmung und des Abends überdies noch durch das Brennen von Gasflammen der Kohlensäuregehalt der Luft in schädlicher Weise anwachsen. Dem beugt man schon beim Bau der Häuser durch Ventilation[1] vor, indem durch passend angelegte Kanäle im Mauerwerk für Abführung der verdorbenen Luft und andererseits für Zuführung entsprechender Mengen frischer Luft durch andere Kanäle gesorgt wird. Für die Stellung der Abflufs- und Ausflufsmündungen sind die Temperaturverhältnisse der aus- und eintretenden Luft, also vor allem auch die Jahreszeiten mafsgebend (Winter- und Sommerventilation).

In Räumen, die nur von wenigen Menschen bewohnt werden, ist eine solche Vorsichtsmafsregel nicht notwendig, da auch bei geschlossenen Thüren und Fenstern infolge der Diffusion[2] durch die Ritzen derselben, ja selbst durch das poröse Mauerwerk, ein fortwährender Gasaustausch stattfindet, welcher meist genügt, um das gestörte Gleichgewicht wieder herzustellen.

Diffusion ist die freiwillige Ausbreitung von Gasen ineinander, welche ohne bemerkbare Bewegung derselben vor sich geht. Sie findet allemal statt, wenn mit einem Gase ein anderes in örtliche Berührung gebracht wird, sei es in einem und demselben Raume (Entwicklung einer kleinen Menge eines stark riechenden Gases in einem Zimmer), sei es in benachbarten Räumen, die durch eine poröse oder mit Löchern und Ritzen versehene Scheidewand getrennt sind. Die Ausbreitung der Gase ist eine wechselseitige, bis die Verteilung in dem Raume, bezw. in beiden Räumen eine gleichmäfsige ist. Die Geschwindigkeit der Ausbreitung ist aber bei verschiedenen Gasen nicht gleich, sie verhält sich umgekehrt wie die Quadratwurzel aus den spezi-

1) lat. *ventus*, Wind. — 2) lat. *diffundĕre*, verbreiten, zerstreuen.

fischen Gewichten derselben, also bei Luft und Kohlensäure $= \sqrt{1} : \sqrt{1{,}524} = 1 : 1{,}235$ oder nahezu wie 4 : 5, d. h. für 4 Vol. Kohlensäure, die austreten, treten 5 Vol. Luft ein. Wenn Wasserstoff und Luft gegeneinander diffundieren, gilt, da der Wasserstoff etwa 14-mal leichter ist als Luft, das Verhältnis $\sqrt{1} : \sqrt{14} = 1 : 3{,}8$, d. h. für 1 Vol. austretender Luft treten 3,8 Vol. Wasserstoff ein. In getrennten Räumen mufs sich hierdurch vorübergehend eine Druckdifferenz herstellen, was sich durch den in Fig. 24 abgebildeten Versuch darthun läfst. Zwei poröse Thonzellen sind mit Glasröhren verbunden, welche in der Weise gebogen sind, wie die Fig. 24 zeigt. Die Thonzelle *A* ist in ein Becherglas mit Kohlensäure getaucht, die andere *B* von einem umgekehrten Becherglas umgeben, welches mit Wasserstoff gefüllt ist. Das Rohr *a* taucht in gefärbtes Wasser, und *b* ist bis zur Kugel mit solchem Wasser gefüllt. Da die Luft aus *A* rascher austritt, als die Kohlensäure aus dem Gase eintritt, entsteht in *A* ein partielles Vakuum, infolgedessen das Wasser in *a* emporsteigt. Umgekehrt tritt aus *B* die Luft langsamer aus, als der Wasserstoff ein, dadurch wächst der Gasdruck in *B* und treibt das Wasser aus der verjüngten Öffnung von *b* in einem Strahle empor.

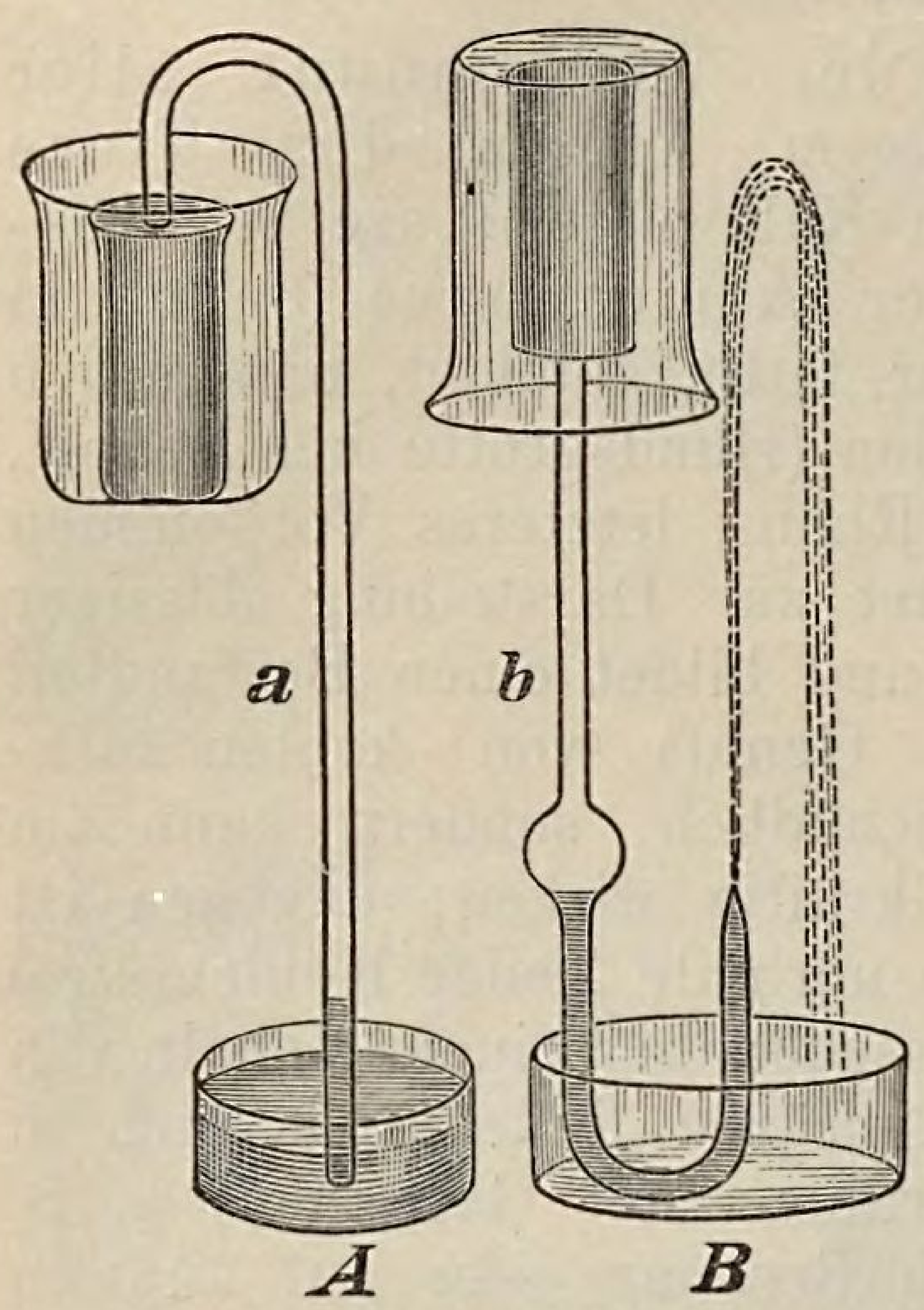


Fig. 24. Diffusion von Kohlensäure und Wasserstoff gegen Luft.

Geschichtliches. Über die Kohlensäure als eine eigentümliche Substanz in den säuerlichen Mineralwässern giebt zuerst Libavius Andeutung (1597) und betrachtet sie als einen „Spiritus“[1] von grofser Flüchtigkeit. Später wurde sie *Spiritus sylvestris* oder *Gas sylvestre* (Waldgeist oder Waldgas) und von Black, nachdem dieser ihre Eigenschaft, von Kalkwasser gebunden (fixiert) zu werden, erkannt hatte, *fixe Luft* genannt, ein Ausdruck, der sich noch bis in unsere Tage erhalten hat. Lavoisier endlich zeigte, dafs sie das Verbrennungsprodukt des Kohlenstoffes ist, lernte ihre Zusammensetzung kennen und nannte sie Kohlensäure. Derselbe zeigte auch durch Verbrennung eines Diamanten in Sauerstoff, dafs derselbe aus reinem Kohlenstoff besteht.

2. Schwefel und schweflige Säure.

17. **Schwefel** (*Sulfur*) S. Seit dem Altertum bekannt. Bei gewöhnlicher Temperatur fest, gelb; kommt als Stangenschwefel (konische, leicht zerbrechliche, im Innern krystallinische Masse, die in der warmen Hand knistert) und als Schwefelblumen (feines citronengelbes Pulver) im Handel vor. Er schmilzt bei 111,5° zu einer honiggelben, dünnen Flüssigkeit, wird bei stärkerem Erhitzen (250—260°) rotbraun und dick, später wieder etwas dünnflüssiger, entzündet sich dann an der Luft und siedet bei 424°. Aus einer Retorte läfst er sich destillieren[2] (Fig. 25) und zu Schwefelblumen sublimieren[3] (Fig. 26). [T. § 57a und b].

1) lat. *spiritus*, Geist. So wurde in der mitteralterlichen Chemie jeder Körper genannt, welcher leicht Gasgestalt annahm. Der Name *Gas* wurde erst später eingeführt. — 2) lat. *destillare*, herabträufeln, nämlich der durch Abkühlung der Dämpfe entstandenen Flüssigkeit. — 3) lat. *sublimis*, hoch, erhaben. Die durch rasche Abkühlung in der Luft zu einem feinen Staube fester Körperteilchen verdichteten Schwefeldämpfe steigen nach oben.

Er löst sich in Schwefelkohlenstoff und scheidet sich daraus in oktaedrischen Krystallen ab. Geschmolzener und in einem bedeckten Gefäſse langsam abgekühlter Schwefel erstarrt zu nadelförmigen Krystallen. Geschmolzen und bis nahe zum Sieden erhitzt und rasch abgekühlt, bildet er eine zähe, braune — beim Abkühlen destillierten Schwefels (Fig. 25) eine ebenfalls zähe, aber schön gelbe — Masse (amorpher[1] Schwefel). Er existiert also in drei allotropischen Modifikationen:[2]

a. α-Schwefel, krystallisiert in Rhomben-Oktaedern (aus der Schwefelkohlenstofflösung), spez. Gew. 2,07.

b. β-Schwefel, krystallisiert in schiefen rhombischen, nadelförmigen Prismen durch langsame Abkühlung des geschmolzenen Schwefels, spez. Gew. 1,96. [T. § 57 c].

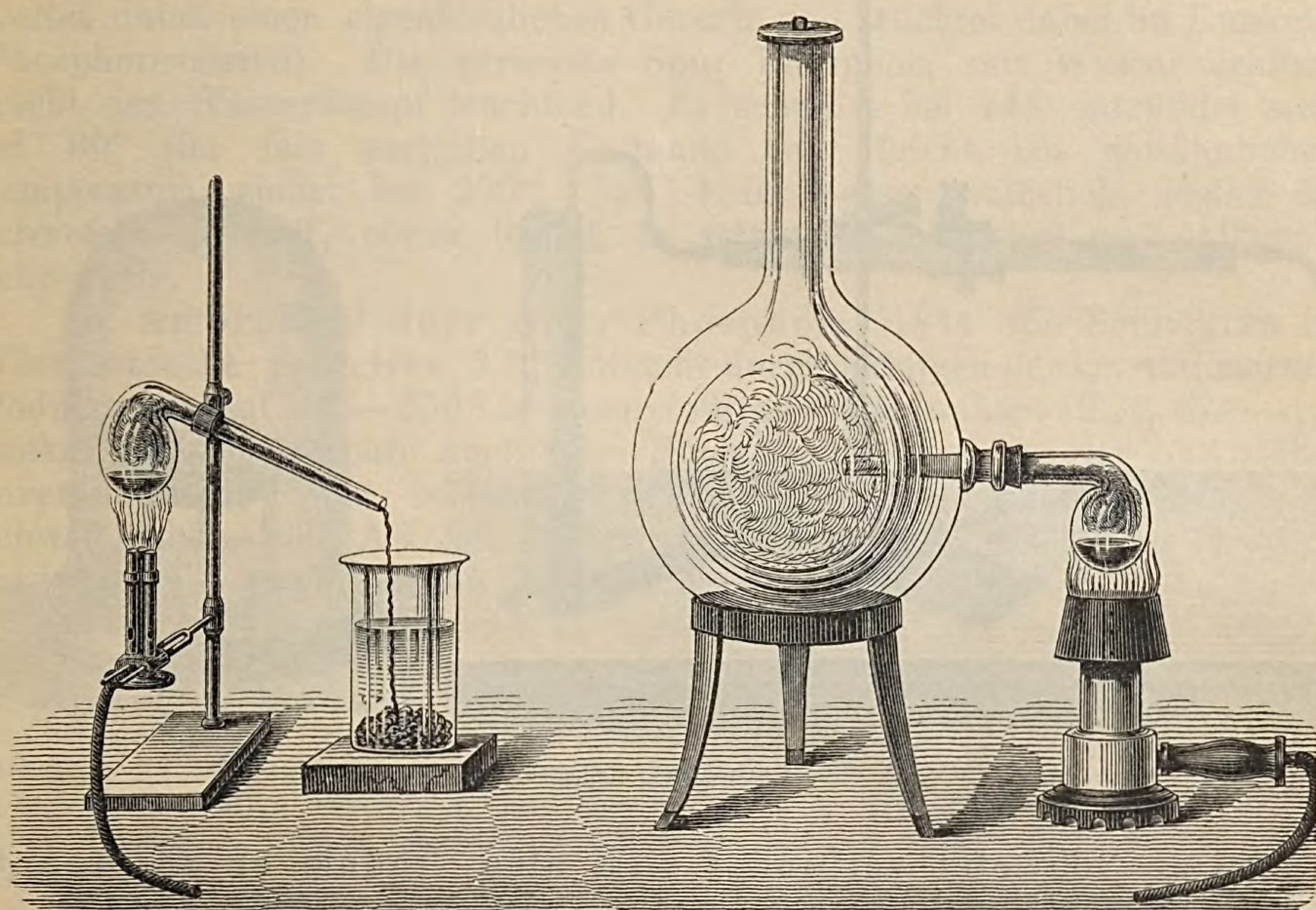


Fig. 25. Fig. 26.
Destillieren und Sublimieren von Schwefel.

c. γ-Schwefel oder amorpher Schwefel, unkrystallinisch durch rasche Abkühlung des stark erhitzten Schwefels, spez. Gew. 1,91. Die beiden letzten Modifikationen gehen nach kurzer Zeit von selbst in die erstere über. [T. § 57 d.]

Vorkommen a. in gediegenem Zustande namentlich in vulkanischen Gegenden, in Sicilien (Girgenti), in der Romagna, auf den ionischen Inseln, in Aegypten, an den Küsten des roten Meeres, ferner in Polen, Hannover, bei Lüneburg, bei Aachen, bei Marienbad, in Aragonien etc.; b. in Erzen (*Pyrite*, *Kiese*, *Glanze*, *Blenden*) mit verschiedenen Metallen (Eisen, Kupfer, Blei, Silber etc.) verbunden.

1) griech. α (*a*) privativum (nicht, ohne), und μορφή (*morphē*), die Gestalt, also ohne Gestalt, d. h. Krystallgestalt. — 2) griech. ἄλλος und τρόπος, s. S. 23 Note 1.

18. **Versuch** [T. § 44]. Man verbrenne Schwefel im Sauerstoffstrom (Vorsicht beim Entzünden, s. T. a. a. O.) und leite das entweichende Gas in etwas Wasser, welches zuvor durch einige Tropfen Lackmuslösung blau gefärbt wurde (Fig. 27), — ferner verbrenne man in einem flachen Schälchen Schwefel, stelle einen Dreifufs, auf welchem einige bunte Blumen etc. und befeuchtete buntbedruckte Kattunläppchen liegen, darüber und bedecke schliefslich das Ganze mit einer Glasglocke (Fig. 28).

Ergebnis. Der Schwefel verbrennt mit blauer, lebhaft leuchtender Flamme zu einem unsichtbaren Gase, welches vom Wasser absorbiert wird, demselben saure Eigenschaften erteilt und, in die Luft geleitet, durch seinen stehenden Geruch bemerklich wird. — Die Farben der unter die Glocke gebrachten Gegenstände verschwinden.

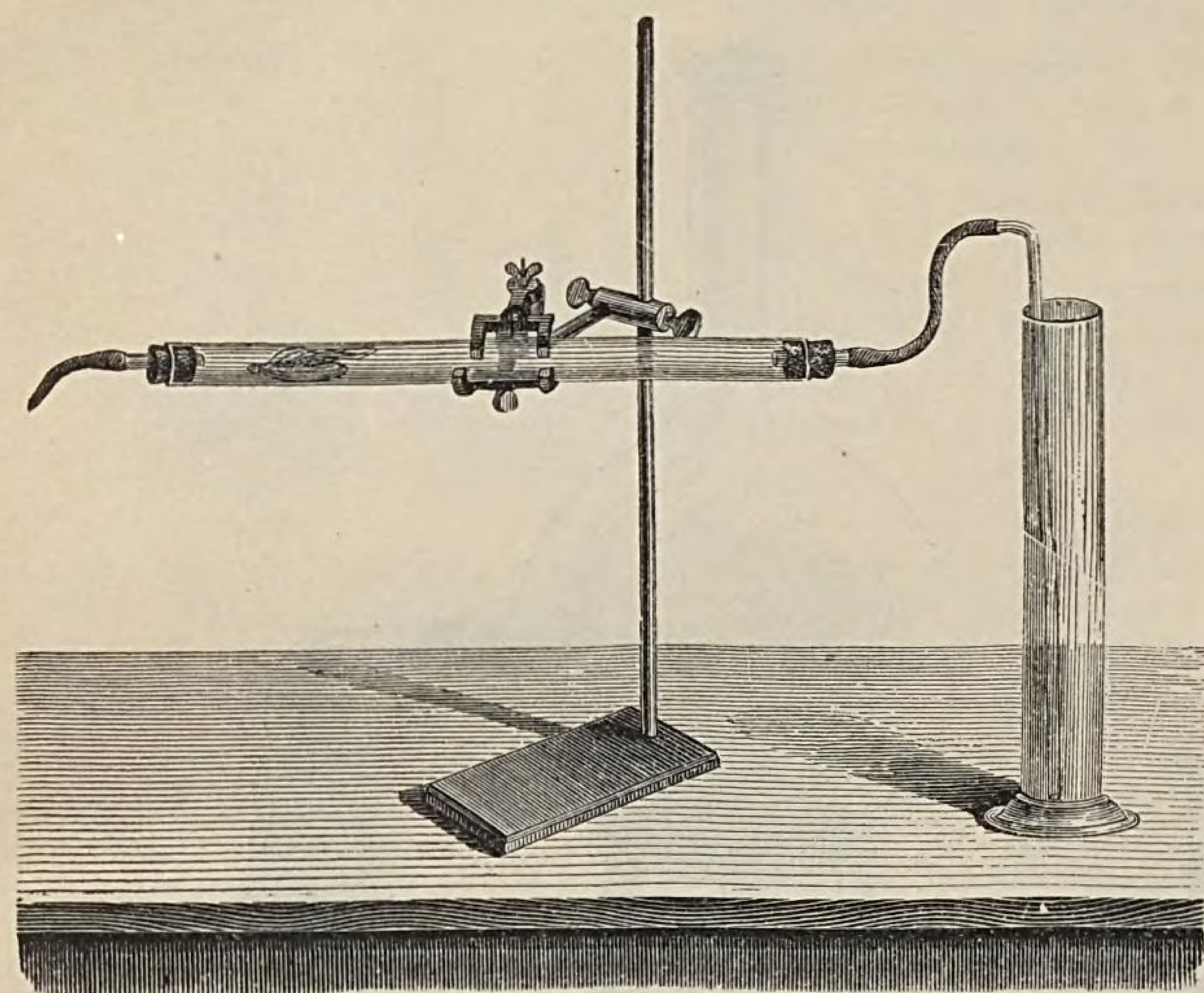


Fig. 27.

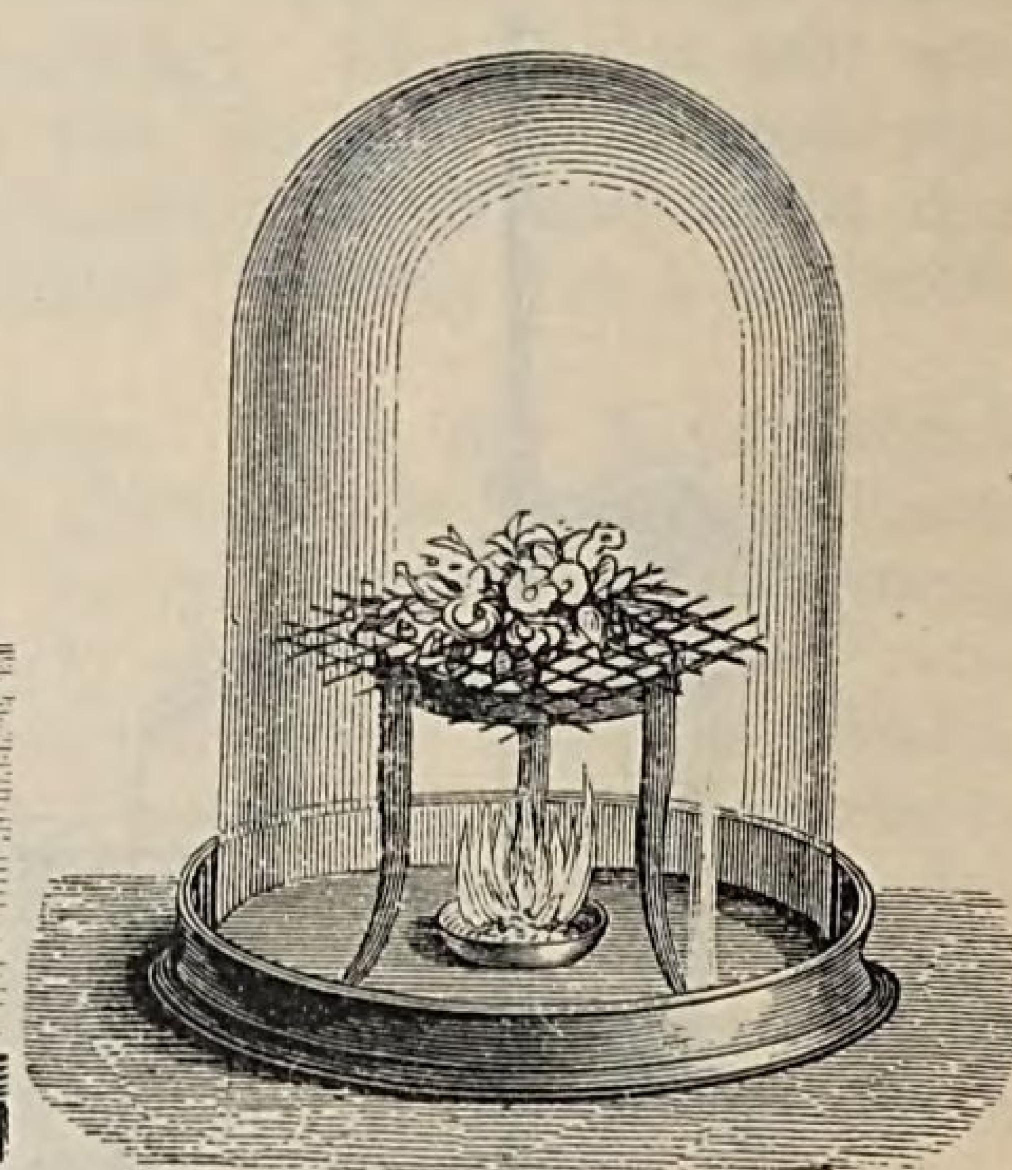


Fig. 28.

Schweflige Säure.

Der Schwefel verbindet sich also, indem er verbrennt, mit Sauerstoff und bildet

Schweflige Säure (*Acidum sulfurosum*), farbloses, unsichtbares Gas von stechendem Geruch und scharf saurem Geschmack, schwerer als Luft, spez. Gew. 2,22; wird von Wasser stark absorbiert (bei 10^0 über 50 Vol.), welchem es seinen Geschmack und Geruch erteilt, bildet an feuchter Luft (durch Absorption[1] von Wasserdampf) sichtbare Nebel, ist irrespirabel, erregt schon, in kleinen Mengen eingeatmet, Husten und Brustbeklemmung und führt in gröfserer Menge Erstickung herbei. Flammen erlöschen in schwefliger Säure, welche selbst nicht brennbar ist. Farbstoffe organischen Ursprunges werden gebleicht. Verwendung zum Bleichen von Wolle und Seide, Stroh- und Korbwaren, bei der Fabrikation der als Papierstoff dienenden sogenannten *Cellulose* aus Holz, zum Schwefeln des Hopfens und der Fässer, zum Bleichen des Rohzuckers

1) lat. *absorbēre*, verschlucken.

und zur Desinfektion.[1] Verdichtet sich durch Druck (4 Atmosphären) oder Kälte (— 10 bis — 11°) zu einer farblosen Flüssigkeit, welche an freier Luft rasch verdunstet. (Flüssige schweflige Säure).

3. Phosphor und Phosphorsäure.

19. **Phosphor**[2] (*Phosphorus*) P. Kommt in zwei allotropischen[3] Modifikationen vor:

a. Weifser oder krystallinischer Phosphor. 1669 von Brandt und Kunkel entdeckt. Spez. Gew. 1,8. Gelblich-weifs, wachsartig durchscheinend, stöfst an der Luft einen weifsen Rauch aus, verbreitet dabei einen eigentümlichen Geruch und leuchtet dabei im Dunkeln (Phosphoreszieren). Die geringste Spur Phosphor, mit Wasser erhitzt, macht den Wasserdampf leuchtend. Er schmilzt bei 44°, entzündet sich bei 60° (im fein verteilten Zustande sehr leicht bei gewöhnlicher Temperatur), siedet bei 290°. Er ist in Wasser unlöslich, löslich in Schwefelkohlenstoff, etwas löslich in fetten Ölen, Äther und Alkohol. Sehr giftig.

b. Amorpher[4] oder roter Phosphor. 1844 von Schrötter in Wien entdeckt. Spez. Gew. 2,1. Entsteht durch Erhitzen der krystallisierten Modifikation auf 240—250° in sauerstofffreier Atmosphäre [T. § 45a—c]; dunkelviolettrot (deshalb auch roter Phosphor genannt), an der Luft völlig unveränderlich, nicht selbstentzündlich, nicht leuchtend, unlöslich in Schwefelkohlenstoff, Alkohol, Äther und Ölen, geht, über 260° erhitzt, wieder in den gewöhnlichen Zustand über. Nicht giftig.

Verwendung hauptsächlich zu Streichzündhölzern. Die gewöhnlichen Zündhölzer enthalten weifsen Phosphor mit einer Zündmasse gemischt, ihre Fabrikation ist wegen der Giftigkeit der sich dabei entwickelnden Phosphordämpfe äufserst gesundheitsgefährlich. Die sogenannten schwedischen Zündhölzer sind phosphorfrei und enthalten nur eine Zündmasse, während die Reibfläche aus amorphem Phosphor besteht. Beim Reiben verwandelt sich dieser nur an der geriebenen Stelle in gewöhnlichen Phosphor, welcher sogleich Feuer fängt und die Entzündung auf die Zündmasse überträgt.

Um das Verbrennungsprodukt des Phosphors kennen zu lernen, wird derselbe in einem abgeschlossenen Raume verbrannt.

Versuch [T. § 45d u. e]. Man verbrenne unter einer mit Sauerstoff gefüllten Glocke, die auf einer Glasplatte steht, ein kleines Stück Phosphor, indem man dasselbe durch einen warmen Draht entzündet, und leite während der Verbrennung langsam Sauerstoff ein, wobei man die Glocke mit einem Pfropf aus Asbest oder Glaswolle verschliefst (Fig. 29). — In einem Kelchglase übergiefse man ein kleines Stück Phosphor mit heifsem Wasser und leite durch ein Metallrohr Sauerstoff bis auf den Boden des Glases.

Ergebnis. Beim Verbrennen des Phosphors entwickelt sich ein weifser Rauch, der sich als eine schneeartige Masse auf der Glasplatte und an den Wänden der Glocke niederschlägt. Der auf der Glasplatte niedergesunkene Schnee zerfliefst an der Luft sehr rasch (durch Anziehung

1) lat. *de* und *infic̆ere*, s. S. 23 Note 5. — 2) griech. φῶς (*phôs*), Licht, φωσ-φόρος (*phos-phōros*) lichttragend, also Lichtträger. — 3) griech. ἄλλος und τρόπος, s. S. 23 Note 1. — 4) griech. α und μορφή, s. S. 27 Note 1.

von Feuchtigkeit) zu einer öligen, sauer schmeckenden, Lackmus stark rötenden Flüssigkeit. — Die Verbrennung unter Wasser zeigt, daſs die Verbrennungstemperatur weit unter dem Siedepunkt des Wassers liegt. Das Verbrennungsprodukt des Phosphors heiſst:

Phosphorsäure (*Acidum phosphoricum*). Sehr hygroskopisch[1]; zieht aus der Luft rasch Wasser an (ist zerfließlich oder deliquescent[2]; löst

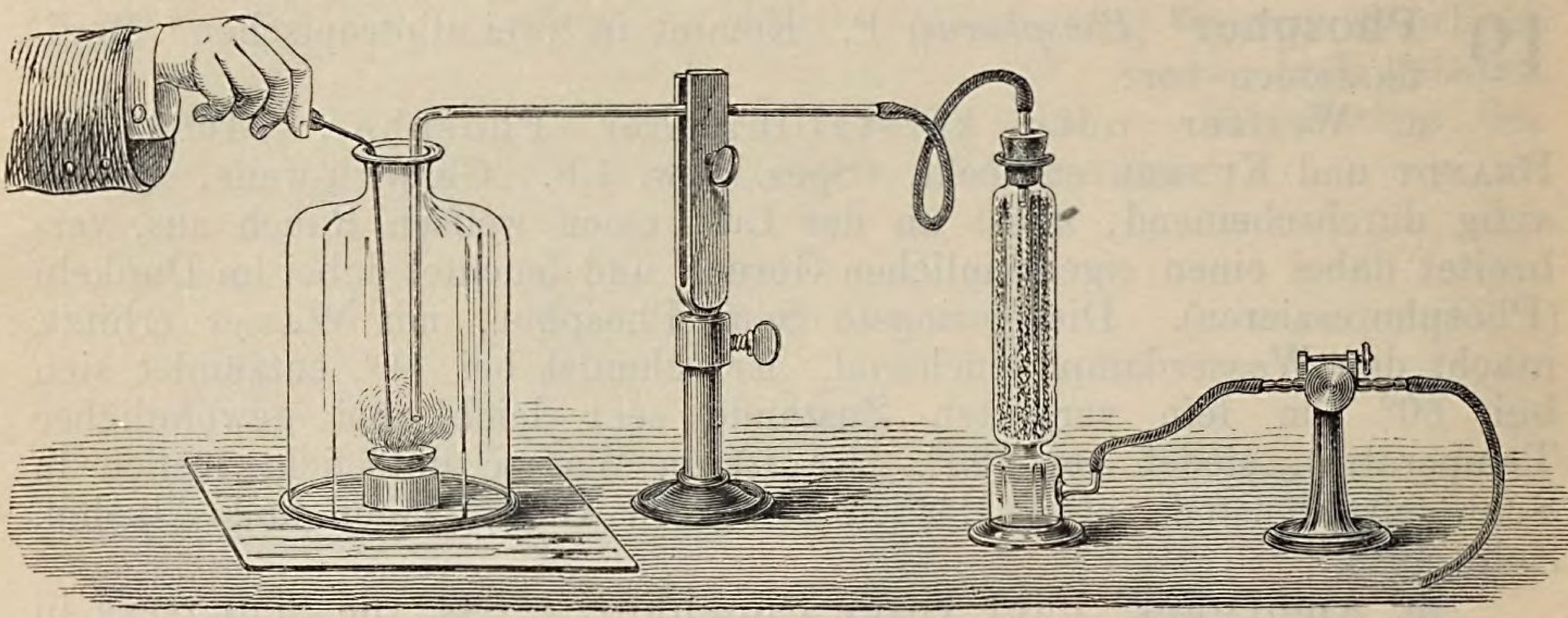


Fig. 29. Darstellung von Phosphorsäureanhydrid.

sich sehr leicht in Wasser zu einer Flüssigkeit, welche stark sauer schmeckt und Lackmus rötet. — Nicht giftig.

4. Arsen und arsenige Säure.

20. **Arsen**[3] (*Arsenicum*) As. Das Arsen ist seit dem 13. Jahrhundert bekannt. Spez. Gew. 5,9. Metallisch glänzend, von bläulich-weiſser bis stahlgrauer Farbe; krystallisiert im hexagonalen System (rhomboedrisch); sehr spröde, leicht pulverisierbar. Verwandelt sich bei 180°, ohne zu schmelzen, in knoblauchartig riechende Dämpfe, welche an kälteren Gegenständen in stahlgrauen glänzenden, kleinen Krystallen (Arsenspiegel) sublimieren. Sehr giftig. Verwendung fast nur zu Legierungen (Schrot).

Vorkommen in der Natur seltener gediegen, meist als Erz: *Arsenit* oder *Arsenblüte* (*14*), *Realgar* und *Auripigment* (*32*), *Arsenkies* (*36*), *Arsenfahlerz* (*53*).

Versuch [T. § 46]. Man erhitze Arsen in einem engen, unten zugeschmolzenen Röhrchen aus schwer schmelzbarem Glase (Fig. 30). — Man entzündet etwas Arsen in einem kleinen Metalllöffel mittels Lötrohrflamme und bringt es brennend in einen mit Sauerstoffgas gefüllten Ballon (wie in Fig. 10, S. 11). Nachdem die Flamme erloschen ist, gieſst man reines Wasser in den Ballon, schüttelt tüchtig und gieſst einige Tropfen blauer Lackmuslösung hinein. — Man verbrennt etwas Arsen mittels Lötrohr auf der Kohle (Fig. 31).

1) griech. ὑγρός (*hygros*) feucht, und ϛκοπή (*skopē*) oder σκοπιά (*skopiá*), Beobachtung, also eigentlich: Feuchtigkeit anzeigend (weil Wasserdampf aus der Luft anziehend). — 2) lat. *deliquescĕre*, zerschmelzen, zerfließsen. — 3) griech. ἀρσενικός (*arsenikós*), männlich, kräftig, wegen seiner kräftigen Wirkung als Gift.

Ergebnis. Durch das Erhitzen im Röhrchen bildet sich der Arsenspiegel; beim Brennen auf der Kohle nimmt man leicht den knoblauchartigen Geruch wahr. Beim Verbrennen in Sauerstoff entwickelt sich ein starker weifser Rauch, welcher sich bald zu einem weifsen feinen Pulver im Ballon niederschlägt. Dieses bleibt beim Schütteln mit Wasser scheinbar unverändert, erteilt aber dem Wasser die Eigenschaft, blaues Lackmus zu röten, ist also wenig löslich.

Arsenige Säure (*Acidum arsenicosum*), aus Arsen und Sauerstoff bestehend weifses Pulver, in Wasser sehr schwer löslich, Lackmus schwach rötend. Sehr giftig (trotzdem Arsenikesser in Tyrol und Steyermark).

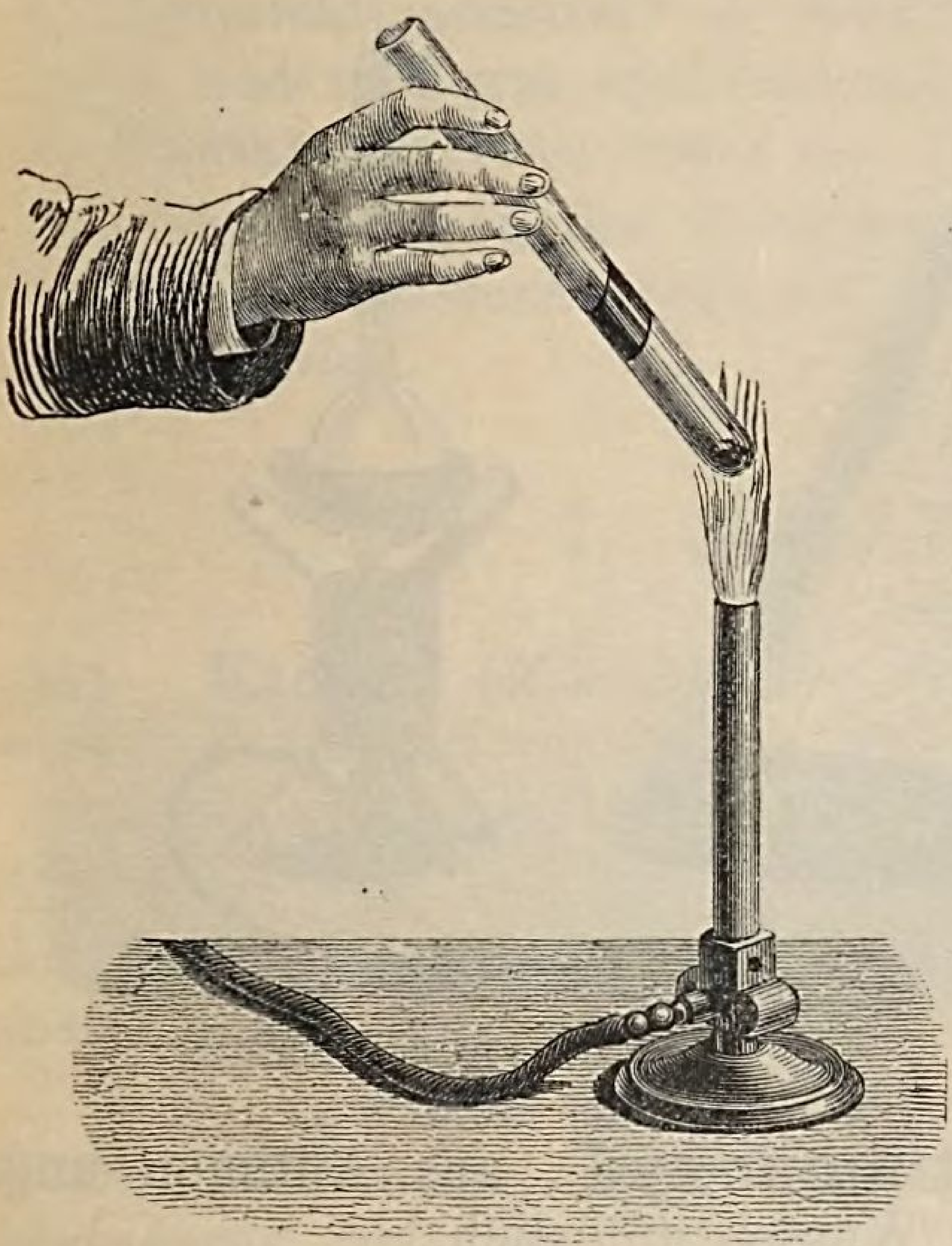


Fig. 30.



Fig. 31.

Verdampfen und Verbrennen von Arsen.

Verwendung in der Medizin, zur Vergiftung schädlicher Tiere (Rattengift, Giftmehl) und zur Glas- und Farbenfabrikation; doch haben die arsenhaltigen Farben wegen ihrer Giftigkeit nur eine eingeschränkte Benutzung. Die arsenige Säure bildet sich bei vielen metallurgischen Prozessen als Nebenprodukt und entweicht als Hüttenrauch (Hedri), wird aber wegen ihrer Schädlichkeit nicht ins Freie gelassen, sondern durch lange gemauerte Kanäle (Giftgänge) geleitet, worin sie sich an den Wänden als weifse feste Masse absetzt, die man von Zeit zu Zeit ausschlägt.

5. Antimon und antimonige Säure.

21. **Antimon**[1] (*Stibium*) Sb. Seit dem 15. Jahrhundert bekannt. Spez. Gew. 6,7. Zinnweifs, metallglänzend, von krystallinischem, grofsblättrigen Gefüge. Schmelzp. 450°. Krystallisirt nach dem Erstarren in

1) Die Ableitung von dem griech. ἀντι (*anti*), gegen, und μόναχον (*monachon*), Mönch, franz. *antimoine* (Anwendung der Spiefsglaspräparate durch Basilus Valentinus bei seinen Klosterbrüdern) ist wenig verbürgt.

Rhomboedern, spröde, leicht pulverisierbar, in der Weifsglühhitze flüchtig. — Verwendung zu Legierungen (Letternmetall), thermoelektrischen Säulen.

Vorkommen. Selten gediegen, häufig als Erz: *Antimonblüte* (*16*), *Senarmontit* (*33*), *Grauspiefsglaserz* (*15*).

Versuch [T. § 47]. Man schmelze etwas Antimon in einem Kohlengrübchen vor dem Lötrohr und schütte es rasch auf Papier (Fig. 32). — Ferner bringe man etwas in einem Löffel (Phosphorlöffel) geschmolzenes Antimon in einen mit Sauerstoff gefüllten Ballon (wie in Fig. 10, S. 11).

Ergebnis. In beiden Fällen wirbelt ein weifser Rauch auf, der sich im Ballon als weifses Pulver ansetzt:

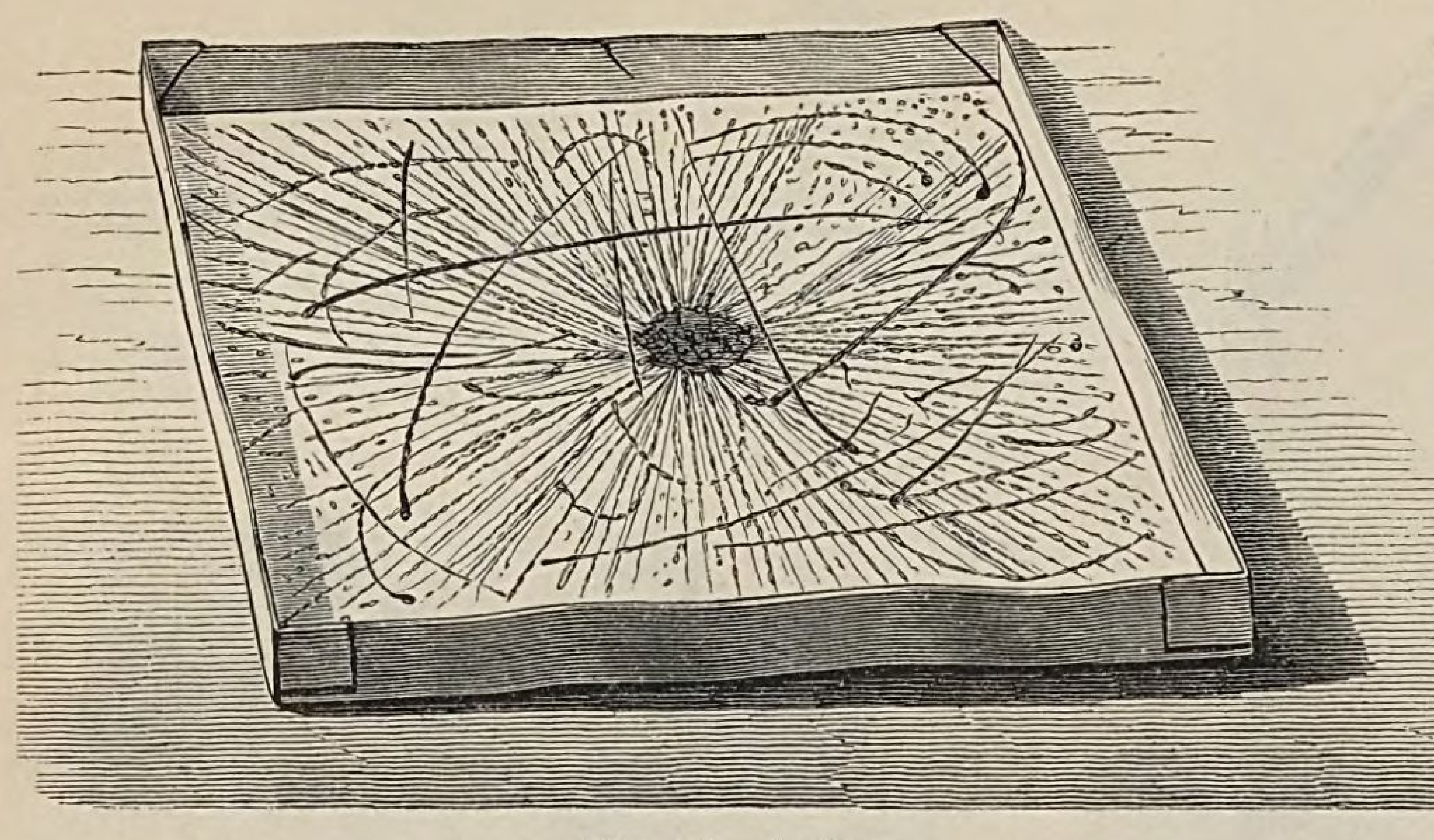


Fig. 32. Antimon.

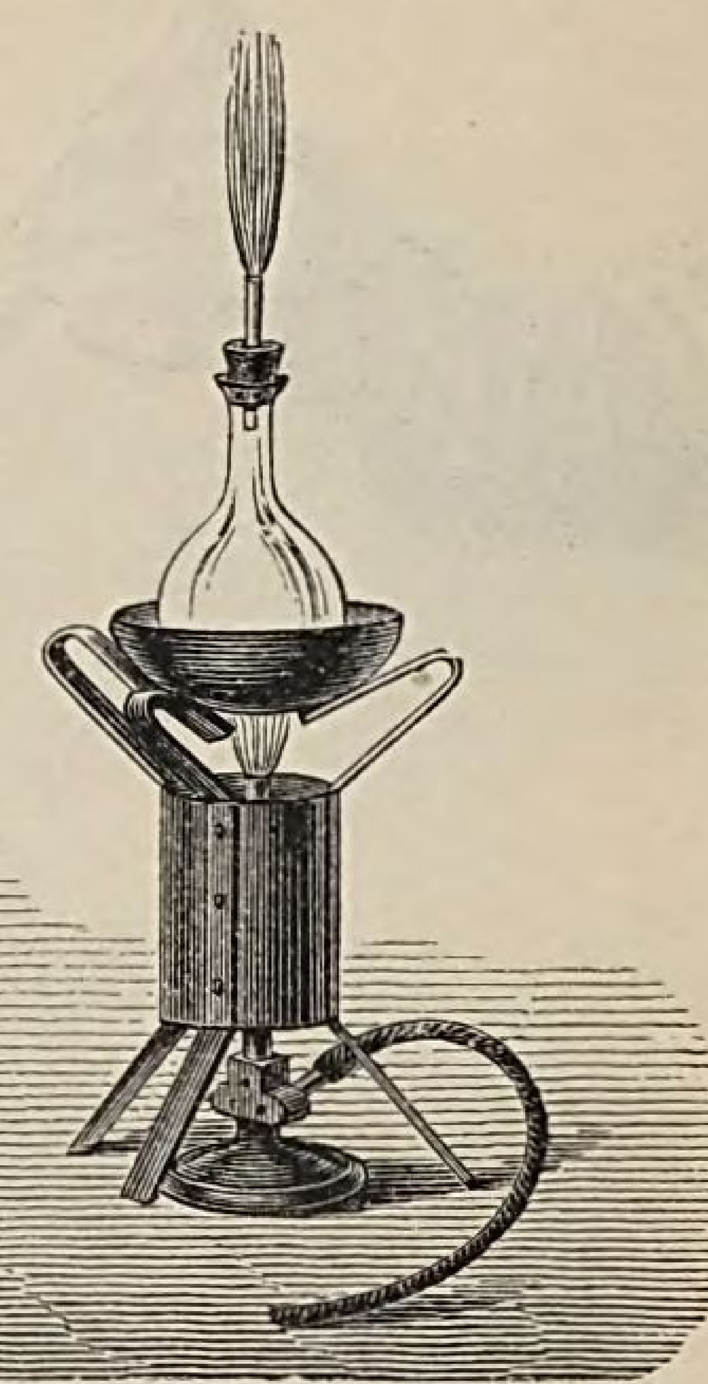


Fig. 33. Borsäure.

Antimonige Säure (oder **Antimonoxyd**), aus Antimon und Sauerstoff bestehend, weifses Pulver, in Wasser unlöslich.

6. Bor und Borsäure.

Bor[1] (*Borum*) B. Amorphes, grünlich-braunes Pulver, verbrennt in Sauerstoff leicht zu

Borsäure (*Acidum boracicum*), welche in heifsem Wasser leicht löslich ist und daraus in schuppigen, sich fettig anfühlenden Krystallen beim Erkalten wieder ausgeschieden wird. Die Lösung ist schwach sauer und rötet Lackmus schwach, färbt auch Curcumapapier braun.

Versuch [T. § 48]. Krystallisirte Borsäure wird auf einem Platindeckel oder im Porzellanschälchen anfangs gelinde, zuletzt stark erhitzt. — Einige Borsäurekrystalle werden mit Alkohol verrieben und dieser entzündet. — In einem kleinen Kochfläschchen wird etwas krystallisierte Borsäure mit Schwefelsäure und Alkohol erhitzt und die austretenden Dämpfe entzündet (Fig. 33).

1) *Borax* (arabisch *borak*, Metallschmelzer) ein Salz, welches als Zusatz beim Schmelzen und Löten von Metallen benutzt wird, und aus welchem zuerst die Borsäure und später das Bor gewonnen wurde.

Ergebnis. Die krystallisierte Borsäure (Sedativsalz, Sal sedativum Hombergi, 1702) schmilzt leicht unter Entwickelung von Wasserdampf, welcher sich in einem verkehrt darüber gehaltenen Becherglase an den Wänden desselben kondensiert; nach dem Austreten des Wassers bildet sie eine geschmolzene, sehr zähe, nach dem Erstarren glasartige, leicht zerbrechliche Masse, welche sich, mit Wasser übergossen, stark aufbläht und erwärmt. (Wiederaufnahme des Wassers.) Sie färbt die Flamme brennender Körper grün. Verwendung als Zusatz zu Glasflüssen, sowie in der Porzellanmalerei, wegen der Flammenfärbung auch in der Feuerwerkerei; ferner wegen ihrer antiseptischen[1] Eigenschaften in der Medizin als Desinfektionsmittel[2] in Wasser gelöst bei Augen- und Ohrenkrankheiten und in Form von Verbandswatte und Salbe (Borwatte, Borvaseline) bei Hautkrankheiten, sowie zur Konservierung von Nahrungsmitteln.

Vorkommen der Borsäure als Mineral: *Sassolin* (*19*) und in vielen natürlichen Wässern (Toskana, Nordamerika); ferner im *Borac*, *Boracit* und *Borocalcit.*

7. Kiesel und Kieselsäure.

22. **Kiesel**[3] (*Silicium*) Si. Existiert krystallisiert und amorph. Mit Sauerstoff verbunden, bildet es die

Kieselsäure, *Acidum silicicum* (*Kieselsäureanhydrid*), welche, künstlich dargestellt und scharf getrocknet, ein amorphes, in Wasser unlösliches, geschmackloses Pulver bildet. Sie erlangt indes unter gewissen, später näher zu erörternden Umständen eine nicht unbedeutende Löslichkeit.

Vorkommen in der Natur als *Bergkrystall*, *Amethyst*, *Rauchtopas, Quarz, Katzenauge, Tiegerauge, Achat, Karneol, Jaspis*, *Onyx*, *Chalcedon, Chrysopras, Heliotrop, Feuerstein, Opal, Kieselguhr, Polierschiefer, Tripel* (*20* und *21*). Sie bildet ferner die Substanz vieler Versteinerungen (*Petrefakten*[4]), heifst in zertrümmertem, grobkörnigem Zustand *Gerölle* und *Kies* (Kiesel), im feinkörnigen *Sand* und bildet als solcher neben Thon einen Hauptbestandteil des Ackerbodens.

Verwendung der edleren Formen zu Schmucksteinen, der andern zur Glas- und Porzellanfabrikation und im zertrümmerten Zustande (Sand) als Schleif- und Poliermittel, als Material zum Scheuern und als Zusatz zum gelöschten Kalk bei der Bereitung des Mörtels.

1) griech. ἀντι (*anti*), gegen, und σῆψις (*sēpsis*), Fäulnis. — 2) s. S. 23 Note 5. — 3) lat. *silex*, der Kieselstein. — 4) lat. *petra*, Stein, und *facĕre*, machen.

IV. Rückblick.

1. Natur der Oxyde.

23. Sämtliche unedeln Metalle und die meisten Metalloide verbinden sich direkt mit Sauerstoff zu neuen Produkten, welche im allgemeinen Oxyde genannt werden. Die äufseren Eigenschaften der Oxyde sind zwar sehr verschieden, doch lassen sie sich ungezwungen in drei Gruppen ordnen.

1. **Indifferente Oxyde.** Die Oxyde der schweren Metalle und des Aluminiums und Magnesiums; in Wasser unlöslich, ohne Geschmack und ohne Reaktion auf Pflanzenfarben. Farbe verschieden.

Zinnoxxyd: weifs.
Bleioxyd oder Bleiglätte: rötlich-gelb.
Zinkoxyd: weifs.
Eisenoxyd: rotbraun bis rot.
Kupferoxyd: schwarz.
Kadmiumoxyd: braungelb bis dunkelgelb.
Nickeloxyd: schwarz.
Wismutoxyd: blafs citronengelb.
Quecksilberoxyd: ziegelrot.
Aluminiumoxyd oder Thonerde: weifs.
Magnesiumoxyd oder Magnesia: weifs.

2. **Alkalien:** die Oxyde der leichten Metalle (aufser Magnesium und Aluminium); in Wasser löslich, und zwar leicht (eigentliche Alkalien: Kali und Natron), oder weniger leicht (alkalische Erden): Kalk, Baryt, Strontian; Geschmack ätzend, Reaktion auf Farben alkalisch, d. h. rotes Lackmus bläuend und gelbe Curcuma bräunend, Phenolphtaleïn rötend.

3. **Säuren:** die Mehrzahl der Metalloidoxyde. In Wasser löslich (Kohlensäure, schweflige Säure, Phosphorsäure, Borsäure, arsenige Säure) oder unlöslich (antimonige Säure und Kieselsäure). Sie machen (wenn löslich) blaues Lackmus rot und schmecken sauer (saure Reaktion).

Versuch [T., § 51]. Man rühre in mehreren nebeneinander stehenden Kelchgläsern die obengenannten Oxyde mit Wasser zusammen, lasse die Gläser einige Zeit stehen und prüfe dann die Flüssigkeit durch Eintauchen von blauem und rotem Lackmus-, bez. Phenolphtaleïnpapier.

Ergebnis. 1. Die Oxyde der schweren Metalle und des Aluminiums und Magnesiums sind in Wasser unlöslich und indifferent gegen Geschmack und Lackmus.

2. Die Oxyde der Alkali- und Alkalierdmetalle sind in Wasser löslich, schmecken ätzend, bläuen rotes Lackmus, bräunen Curcuma und röten Phenolphtaleïn.

Die Erstarrungsrinde des Erdkörpers besteht bis zu einer grofsen Tiefe hinab hauptsächlich aus Oxyden; wir leben auf einem durchaus verbrannten Boden. Die Hauptbestandteile des Ackerlandes, des Wiesengrundes und des Waldbodens sind Thon und Sand (Kieselsäure), ge-

mengt mit geringen Quantitäten Kalk, Magnesia, Eisenoxyd, Kali, gebunden an Säuren, darunter namentlich Kohlensäure und etwas Phosphorsäure. Die Felsarten, durch deren Verwitterung der Ackerboden, überhaupt das Schwemmland, entstanden sind, enthalten im grofsen und ganzen ebenfalls die genannten Oxyde als Bestandteile. Endlich ist auch das Wasser des Meeres und der Flüsse ein Oxydationsprodukt. Es liegen also ganz ungeheure Mengen Sauerstoff gebunden in der festen und flüssigen Erdrinde: im Wasser der Meere nach einer ungefähren Abschätzung allein 300 Trillionen kg, und aufserdem enthält die Atmosphäre noch sehr bedeutende Mengen in freiem Zustande (Gesamtgewicht der Luft: 5 Trillionen kg, also das des Sauerstoffs 1 Trillion kg). Durch diesen atmosphärischen Sauerstoff werden mit Ausnahme der edlen Metalle und des Diamants ohne Unterlafs alle brennbaren Körper (unedle Metalle und organische Substanzen) oxydiert, und zwar entweder rasch mit Flamme (gewöhnliche Verbrennung) oder langsam ohne Flamme (langsame Verbrennung, welche bei den Metallen im allgemeinen Rosten, bei den organischen Stoffen Vermoderung und Verwesung genannt wird); endlich auch bei der Atmung der lebenden Wesen. Die Oxydation oder Verbrennung ist also einer der allgemeinsten Vorgänge auf der ganzen Erdoberfläche, und es müfste demnach mit der Zeit alles Brennbare verbrennen und verbrannt bleiben, wenn nicht andere Vorgänge existierten, die den verbrannten Körpern, wenigstens denen einer gewissen Kategorie, ihren Sauerstoff wieder entzögen und so einen Wechsel aufrecht erhielten, welcher, solange die gegenwärtigen Bedingungen unseres Erdkörpers unverändert bleiben, seinerseits unbegrenzt erscheint.

Hierüber wird in dem Abschnitte, welcher über die Reduktionen handelt, näheres auszuführen sein.

2. Stellung und Aufgabe der Chemie.

24. Die Chemie ist ein Zweig der beobachtenden Naturwissenschaften (Naturlehre), welche das Verhalten der Naturkörper, das heifst deren Veränderungen unter verschiedenen Umständen, studiert und zugleich die Ursachen der Naturerscheinungen erforscht. (Andere Zweige der beobachtenden Naturwissenschaften: Physik, Physiologie, Geologie und Astronomie.) Die Chemie speziell hat es nur mit den **substantiellen** Veränderungen der Naturkörper, d. h. mit den Veränderungen des **Stoffes** zu thun und deren Ursachen aufzufinden.

Die substantiellen (chemischen) Veränderungen beruhen entweder (wie in allen bisher betrachteten Fällen) auf einer Verbindung zweier (oder mehrerer) Körper zu einem neuen: chemische Verbindung oder **Synthese**, oder auf einer Trennung eines Körpers in Bestandteile verschiedener Natur: chemische Zersetzung oder **Analyse**, z. B. Zersetzung des Quecksilberoxydes durch Erhitzen in Quecksilber und Sauerstoff. Das Produkt einer chemischen Verbindung ist ein **zusammen-**

gesetzter Körper; die Substanzen, aus denen er besteht, heifsen seine **Bestandteile. Binäre** Verbindungen bestehen aus zwei, **ternäre** aus drei, **quaternäre** aus vier Bestandteilen. **Chemischer Prozefs** oder **chemische Reaktion**[1] ist die allgemeine Bezeichnung für chemische Vorgänge aller Art. Körper, die aufeinander chemisch einwirken (reagieren), heifsen **Agenzien**[2] oder **Reagenzien.** Auf dem Wege der Analyse gelangt man zu einfacheren Stoffen; Stoffe, die sich nicht mehr chemisch zerlegen lassen, heifsen **Urstoffe** oder **Elemente.**

Die Zahl der zusammengesetzten Körper ist aufserordentlich grofs, denn mit Ausnahme weniger Metalloide und Metalle (C, S, Sb, As, Bi, Fe, Cu, Pb, Hg, Ag, Au und Pt), die sich überdies in verhältnismäfsig sehr geringer Menge im Mineralreich finden, und des die Atmosphäre bildenden freien O und N, sind alle Körper, welche die Erde trägt und ihre Rinde, soweit sie uns bekannt ist, bilden, zusammengesetzter Natur. Trotz der unendlichen Mannigfaltigkeit dieser zahllosen lebenden und leblosen (organischen und anorganischen) Gebilde ist die Zahl der Urstoffe, aus denen dieselben zusammengesetzt sind, doch eine sehr beschränkte; denn bis jetzt sind nur etwa 80 Elemente bekannt. Da alle äufseren und inneren Verschiedenartigkeiten der irdischen Stoffe nur auf ihrer chemischen Zusammensetzung beruhen, diese Verschiedenartigkeiten aber ins Unbegrenzte gehen, so erkennen wir mit gerechtem Staunen, mit wie beschränkten Mitteln die Natur das denkbar Grofsartigste schafft.

In der Tabelle auf S. 37 sind die Elemente nach ihrer Wichtigkeit in drei Abteilungen gebracht, welche durch den Druck unterschieden sind.

1. Elemente, welche zur Aufrechterhaltung der grofsen Verhältnisse in der Natur und im Kulturleben der Menschen notwendig und unentbehrlich sind: 1. Kohlenstoff, 2. Wasserstoff, 3. Sauerstoff, 4. Stickstoff, 5. Schwefel, 6. Phosphor, 7. Chlor, 8. Kiesel, 9. Kalium, 10. Natrium, 11. Calcium, 12. Magnesium, 13. Aluminium, 14. Eisen, 15. Gold, 16. Silber, 17. Platin, 18. Quecksilber, 19. Kupfer, 20. Blei, 21. Zinn, 22. Mangan, 23. Zink. — Die Elemente von 1 bis 14 sind wesentliche Bestandteile des Pflanzen- und Tierkörpers, die andern von 15 bis 23 dienen notwendigen Zwecken in den Verrichtungen der Menschen, so dafs sich der Mangel jedes einzelnen in mehr oder weniger grofsem Umfange empfindbar machen würde.

2. Elemente, welche zwar nützlich, aber nicht unentbehrlich für den Gebrauch sind: 24. Brom, 25. Jod, 26. Fluor, 27. Arsen, 28. Antimon, 29. Bor, 30. Barium, 31. Strontium, 32. Chrom, 33. Kobalt, 34. Nickel, 35. Uran, 36. Wismut, 37. Kadmium, 38. Molybdän und 39. Wolfram. — Sie dienen einzelnen bestimmten Zwecken. Ihr Fehlen würde nicht unbemerkt bleiben und nicht ohne Nachteil empfunden werden; doch sind sie nicht in dem Mafse unentbehrlich, wie die ersten 23.

3. Elemente von untergeordneter Bedeutung und meist nur selten vorkommend: die übrigen 39. Wenn diese Elemente nicht existierten, so würde an den bestehenden Verhältnissen der Erde und ihrer Bewohner nichts Wesentliches geändert werden. Ihre Verbindungen finden sich nur an einzelnen Orten der Erde und dort meist nur in geringer Menge. Sie sind von speziellem Interesse nur für den Chemiker.

Von Bedeutung für die Zwecke des Unterrichts sind nur die erstgenannten 39 Elemente, also genau die Hälfte aller bis jetzt bekannten.

1) lat. *reagĕre*, gegenwirken. — 2) lat. *agĕre*, wirken.

Tabelle der chemischen Elemente.

A. Metalloide	B. Leichte Metalle	C. Schwere Metalle
I. Sauerstoffgruppe. **Sauerstoff** (*Oxygenium*) O. **Schwefel** (*Sulfur*) S. Selen (*Selenium*) Se. Tellur (*Tellurium*) Te.	**VI. Kaliumgruppe [Alkalimetalle].** **Kalium** (*Kalium*) K. **Natrium** (*Natrium*) Na. Lithium (*Lithium*) Li. Cäsium (*Caesium*) Cs. Rubidium (*Rubidium*) Rb. Thallium (*Thallium*) Tl.	**X. Eisengruppe.** **Chrom** (*Chromum*) Cr. **Eisen** (*Ferrum*) Fe. **Zink** (*Zincum*) Zn. **Mangan** (*Manganum*) Mn. **Kobalt** (*Cobaltum*) Co. **Nickel** (*Nicolum*) Ni. **Uran** (*Uranium*) U. Indium (*Indium*) In. Gallium (*Gallium*) Ga.
II. Gruppe der Salzbildner oder Halogene. **Chlor** (*Chlorum*) Cl. **Brom** (*Bromum*) Br. **Jod** (*Jodum*) J. **Fluor** (*Fluorum*) F.	**VII. Calciumgruppe [Alkalierdmetalle].** **Calcium** (*Calcium*) Ca. **Barium** (*Barium*) Ba. **Strontium** (*Strontium*) Sr.	**XI. Bleigruppe.** **Blei** (*Plumbum*) Pb. **Quecksilber** (*Hydrargyrum, Mercurius*) Hg. **Silber** (*Argentum*) Ag. **Kupfer** (*Cuprum*) Cu. **Wismut** (*Bismutum*) Bi. **Kadmium** (*Cadmium*) Cd. Molybdän (*Molybdaenum*) Mo. Wolfram (*Wolframium*) Wo. Vanad (*Vanadium*) Va. Niob (*Niobium*) Nb. Tantal (*Tantalium*) Ta. Titan (*Titanum*) Ti.
III. Stickstoff- oder Phosphorgruppe. **Stickstoff** (*Nitrogenium*) N. Argon (*Argonium*) Ar. Helium (*Helium*) He. **Phosphor** (*Phosphorus*) P. **Arsen** (*Arsenicum*) As. **Antimon** (*Stibium*) Sb.	**VIII. Magnesiumgruppe.** **Magnesium** (*Magnesium*) Mg.	**XII. Zinngruppe.** **Zinn** (*Stannum*) Sn. Germanium (*Germanium*) Ge. **Gold** (*Aurum*) Au. **Platin** (*Platina*) Pt. Palladium (*Palladium*) Pd. Iridium (*Iridium*) Ir. Ruthenium (*Ruthenium*) Ru. Osmium (*Osmium*) Os. Rhodium (*Rhodium*) Rh.
IV. Kohlenstoffgruppe. **Kohlenstoff** (*Carbonium*) C. **Bor** (*Borum*) B. **Kiesel** (*Silicium*) Si. **V. Wasserstoffgruppe.** **Wasserstoff** (*Hydrogenium*) H.	**IX. Aluminiumgruppe [Erdmetalle].** **Aluminium** (*Aluminium*) Al. Beryllium (*Beryllium*) Be. Cer (*Cerium*) Ce. Lanthan (*Lanthanum*) La. Didym (*Didymium*) Di. Yttrium (*Yttrium*) Y. Erbium (*Erbium*) E. Zirkon (*Zirconium*) Z. Thorium (*Thorium*) Th. (Ferner: Ytterbium, Holmium, Thulium, Norwegium, Philippium, Decipium, Mosandrium, Samarium, Dysprosium, Gadolinium, Scandium, Neodidym, Praseodidym etc.)	

V. Sulfide.

a) Verbindungen des Schwefels mit den Metallen.

25. Die unedeln Metalle und das Silber verbinden sich direkt mit Schwefel, einige (z. B. Quecksilber, Silber) schon bei gewöhnlicher Temperatur, andere leicht, wenn sie mit Schwefel erhitzt werden oder mit Schwefeldampf in Berührung kommen.

Schwefelkupfer oder **Kupfersulfür** (*Cuprum sulfuratum*) [T. § 58] entsteht durch Erhitzung von Kupferspänen in Schwefeldampf unter

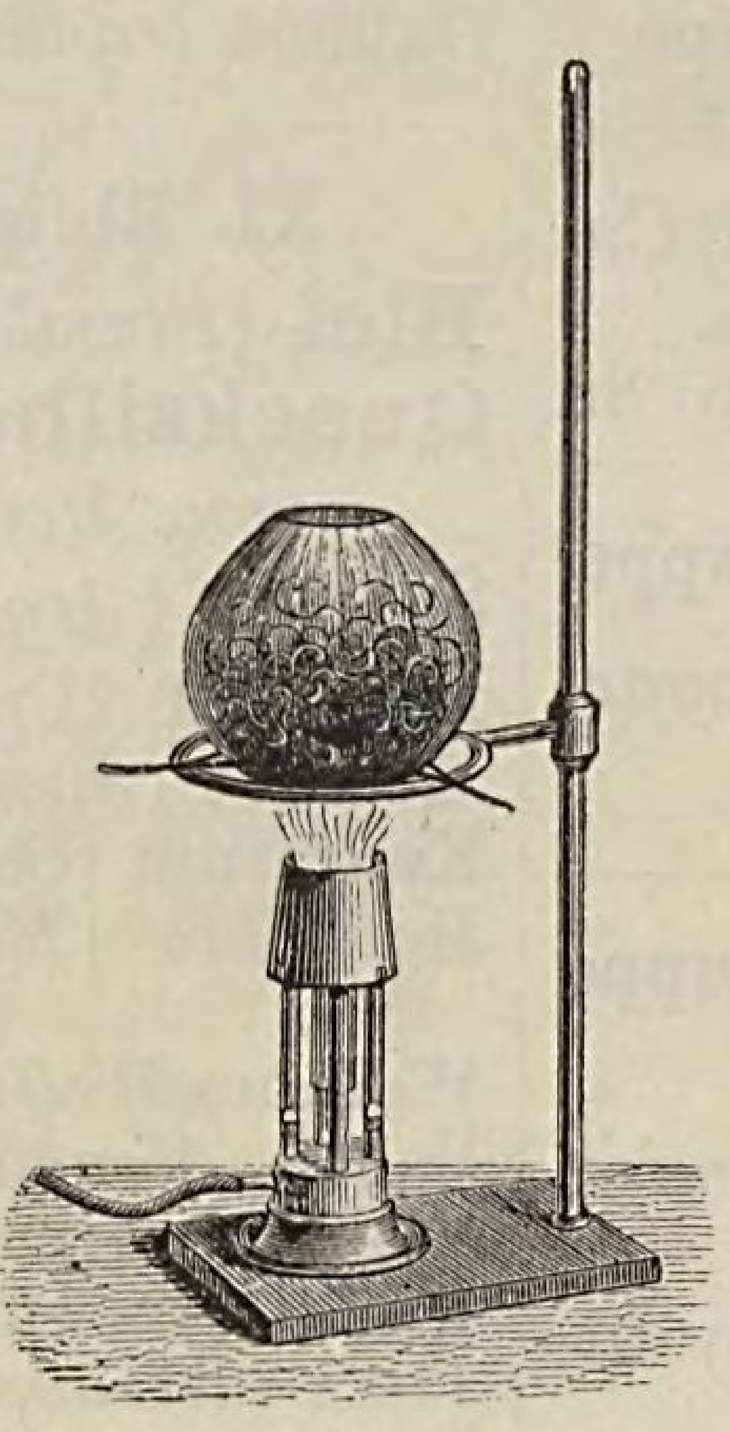


Fig. 34. Schwefelkupfer.

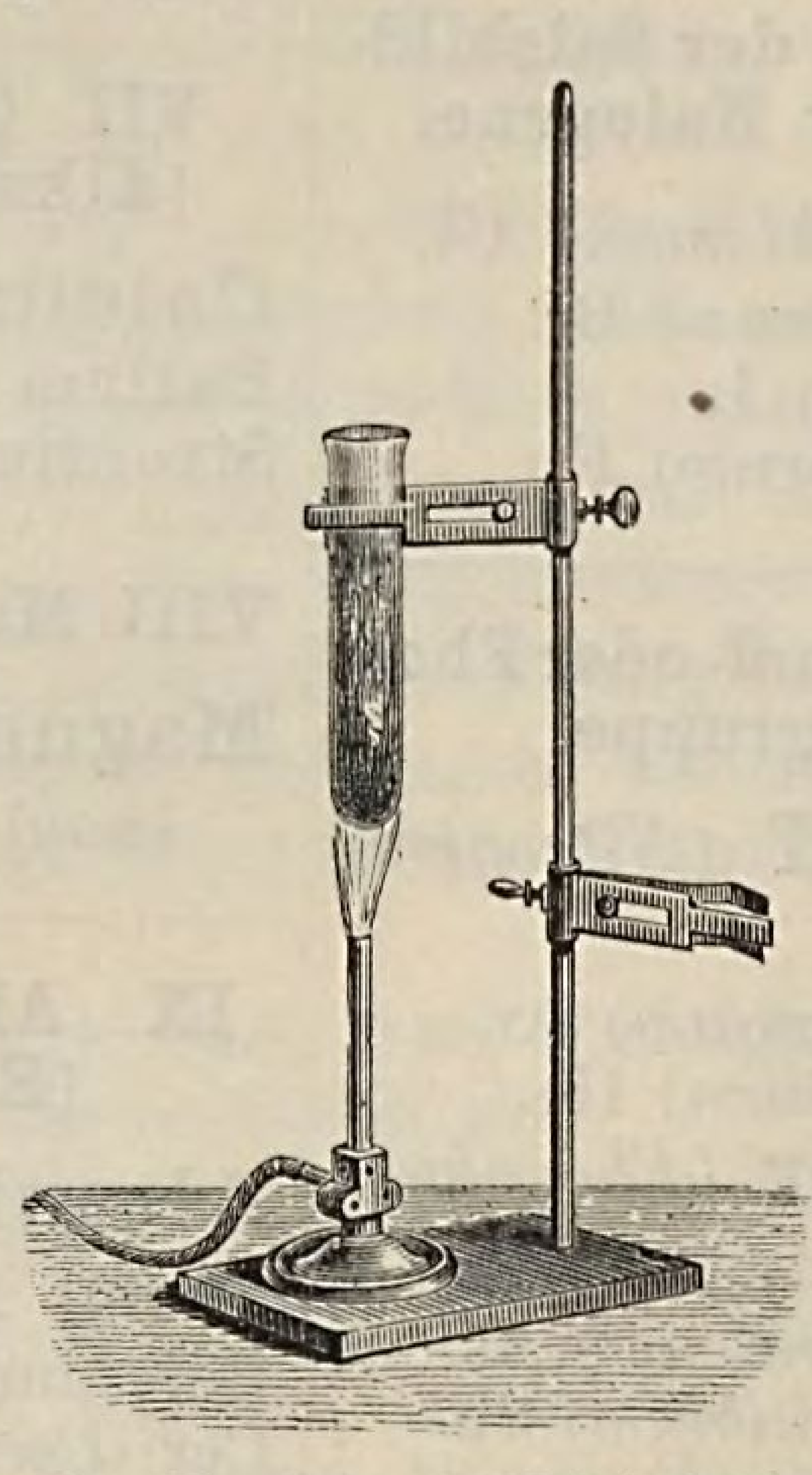


Fig. 35. Schwefelblei (-zinn).

lebhaftem Glühen des Metalles und Zusammenschmelzen des entstandenen Sulfides (Fig. 34.) Letzteres bildet eine blauschwarze, zerreibliche, in Wasser unlösliche Masse.

Vorkommen in der Natur als *Kupferglanz* (*48*) und *Kupferkies* (*49*).

Schwefelzinn oder **Zinnsulfid** (*Stannum sulfuratum*) [T. § 59] entsteht durch Zusammenschmelzen von Zinn und Schwefel (Fig. 35) unter Erglühen; schwärzlich graue, im Innern krystallinische Masse; unlöslich in Wasser.

Vorkommen in der Natur als *Zinnkies.*

Schwefelblei oder **Bleisulfid** (*Plumbum sulfuratum*) [T. § 59] entsteht wie das vorige (Fig. 35) und bildet eine nichtkrystallinische, mattschwarze, in Wasser unlösliche Masse.

Vorkommen in der Natur als *Bleiglanz* (*37*).

Schwefeleisen oder **Eisensulfid** (*Ferrum sulfuratum*) [T. § 60] entsteht durch direkte Verbindung beider Elemente unter verschiedenen

Umständen: a. durch Berührung von weiſsglühendem Schmiedeeisen mit Stangenschwefel; — b. durch Erhitzen von Eisenstaub mit Schwefelblumen in einem bedeckten Tiegel; die Verbindung tritt schon ein, wenn man das Gemenge beider auf einem Stein mit einem heiſsen Glasstab berührt; — c. durch gelindes Erwärmen eines Gemenges von Eisenfeile, Schwefelblumen und etwas Wasser; — d. durch Eintauchen eines weiſsglühenden Eisendrahtes in Schwefeldampf. Schwarz, in Wasser unlöslich.

Vorkommen in der Natur als *Eisenkies* (*34*) und *Markasit* (*35*).

Schwefelzink oder **Zinksulfid** (*Zincum sulfuratum*). Bildet sich unter starker Feuererscheinung, wenn man Zinkstaub mit Schwefelblumen

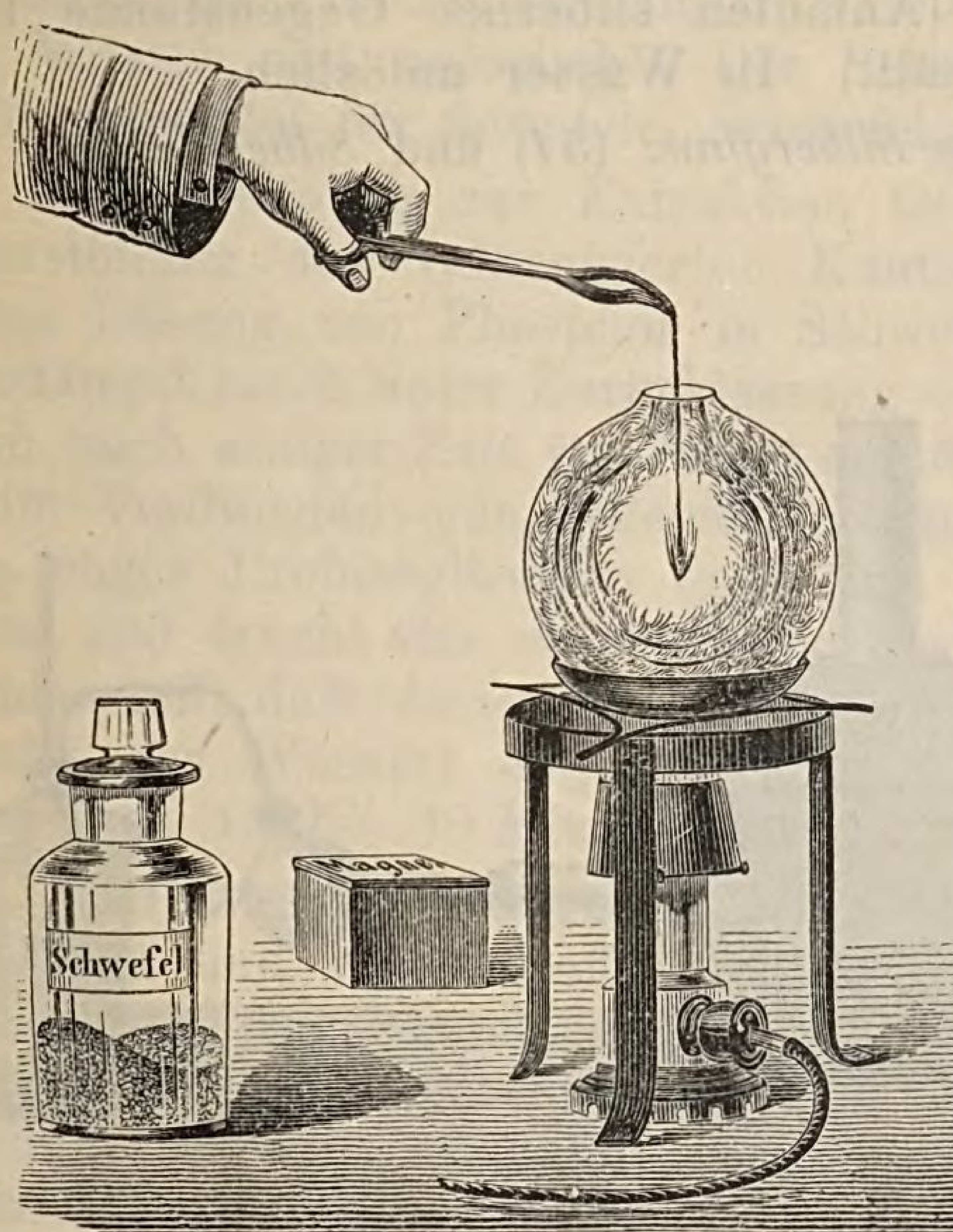


Fig. 36. Schwefelmagnesium.

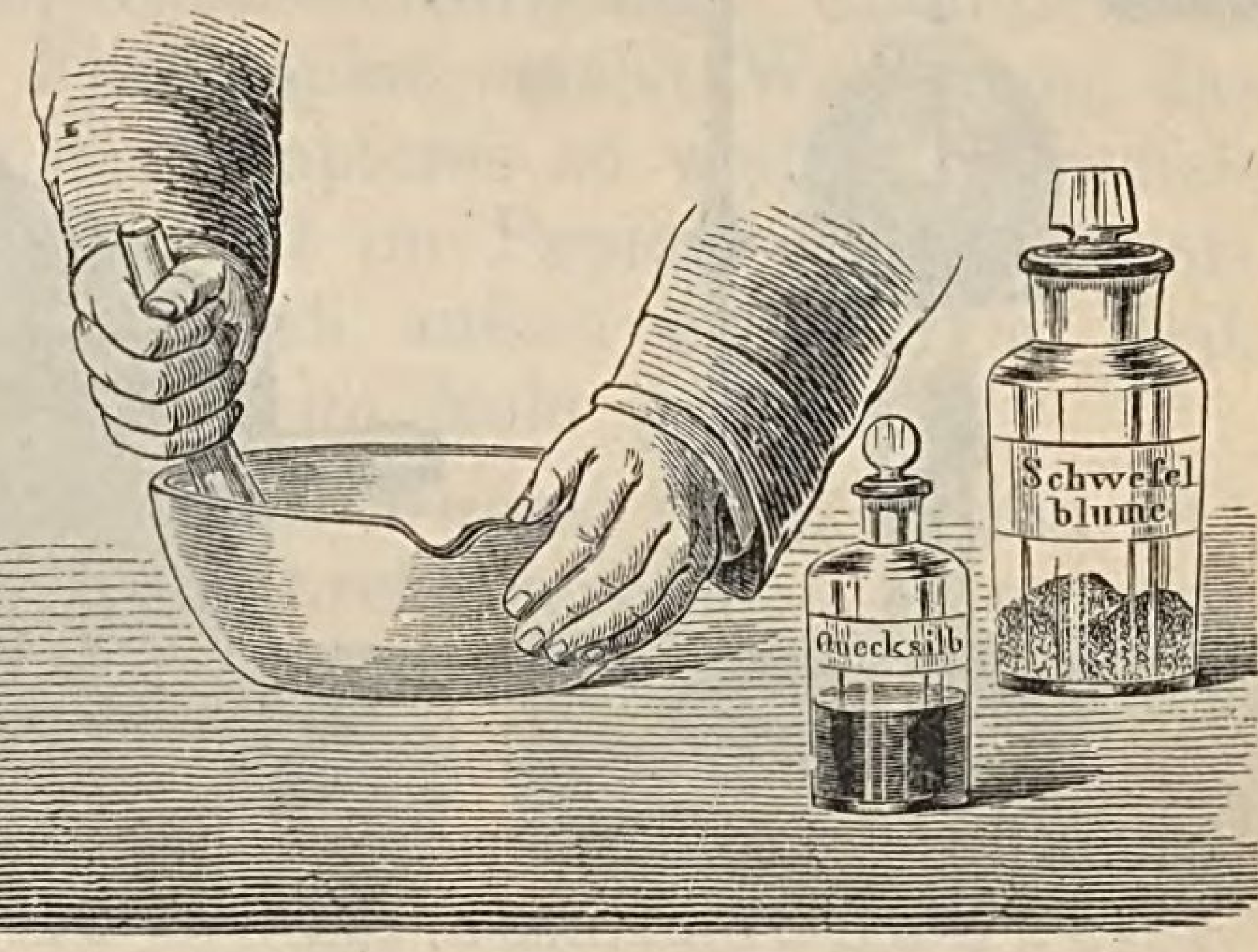


Fig. 37. Schwefelquecksilber.

mischt und in einer eisernen Schale erhitzt. Letztere füllt sich allmählich mit einer lockeren Masse von Schwefelzink. Weiſs, in Wasser unlöslich.

Vorkommen in der Natur als *Zinkblende* (*39*).

Schwefelmagnesium oder **Magnesiumsulfid** (*Magnesium sulfuratum*) [T. § 61] entsteht durch Eintauchen eines brennenden Magnesiumbandes in Schwefeldampf (Fig. 36). Weiſsliche Masse.

Schwefelquecksilber oder **Quecksilbersulfid** (*Hydrargyrum sulfuratum, Cinnabaris*) [T. § 62]. Schwefel mit Quecksilber längere Zeit zusammengerieben (Fig. 37), bildet eine schwarze, pulverige Masse, welche, vorsichtig in einem Kölbchen erhitzt, zu einem stahlgrauen Pulver sublimiert, das beim Reiben rot wird. (Zinnober, als Malerfarbe benutzt.) Unlöslich in Wasser.

Vorkommen in der Natur als *Zinnober* (*38*).

Schwefelkadmium oder **Kadmiumsulfid** (*Cadmium sulfuratum*) entsteht, wenngleich schwierig, durch Zusammenschmelzen von Kadmium und Schwefel. Von ausgezeichnet schön tiefgelber Farbe, wird als Malerfarbe benutzt.

Vorkommen in der Natur als *Greenockit* (*55*).

Schwefelsilber oder **Silbersulfid** (*Argentum sulfuratum*) [T. § 63]. Pulverförmiges Silber mit Schwefel erhitzt, vereinigt sich zu einer bleigrauen, metallglänzenden Masse, welche sich mit dem Messer schneiden läſst und hämmerbar ist. Auch schon bei gewöhnlicher Temperatur vereinigt sich blankes Silber mit Schwefel oberflächlich und überzieht sich dann mit einer schwarzen Haut. (Anlaufen silberner Gegenstände in Luft, welche schweflige Dämpfe enthält.) In Wasser unlöslich.

Vorkommen in der Natur als *Silberglanz* (*51*) und *Silberblende.*

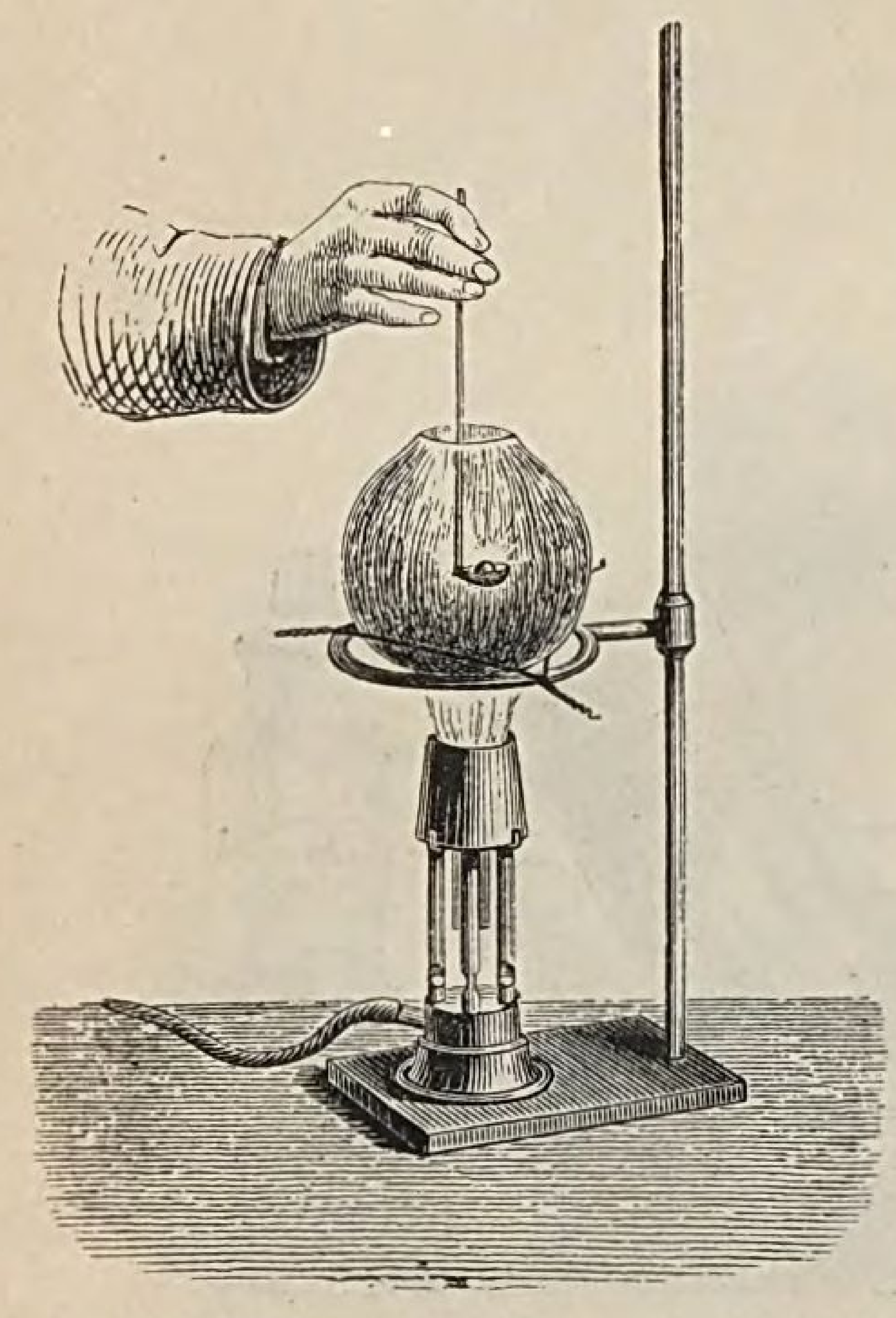


Fig. 38. Schwefelkalium und -natrium.

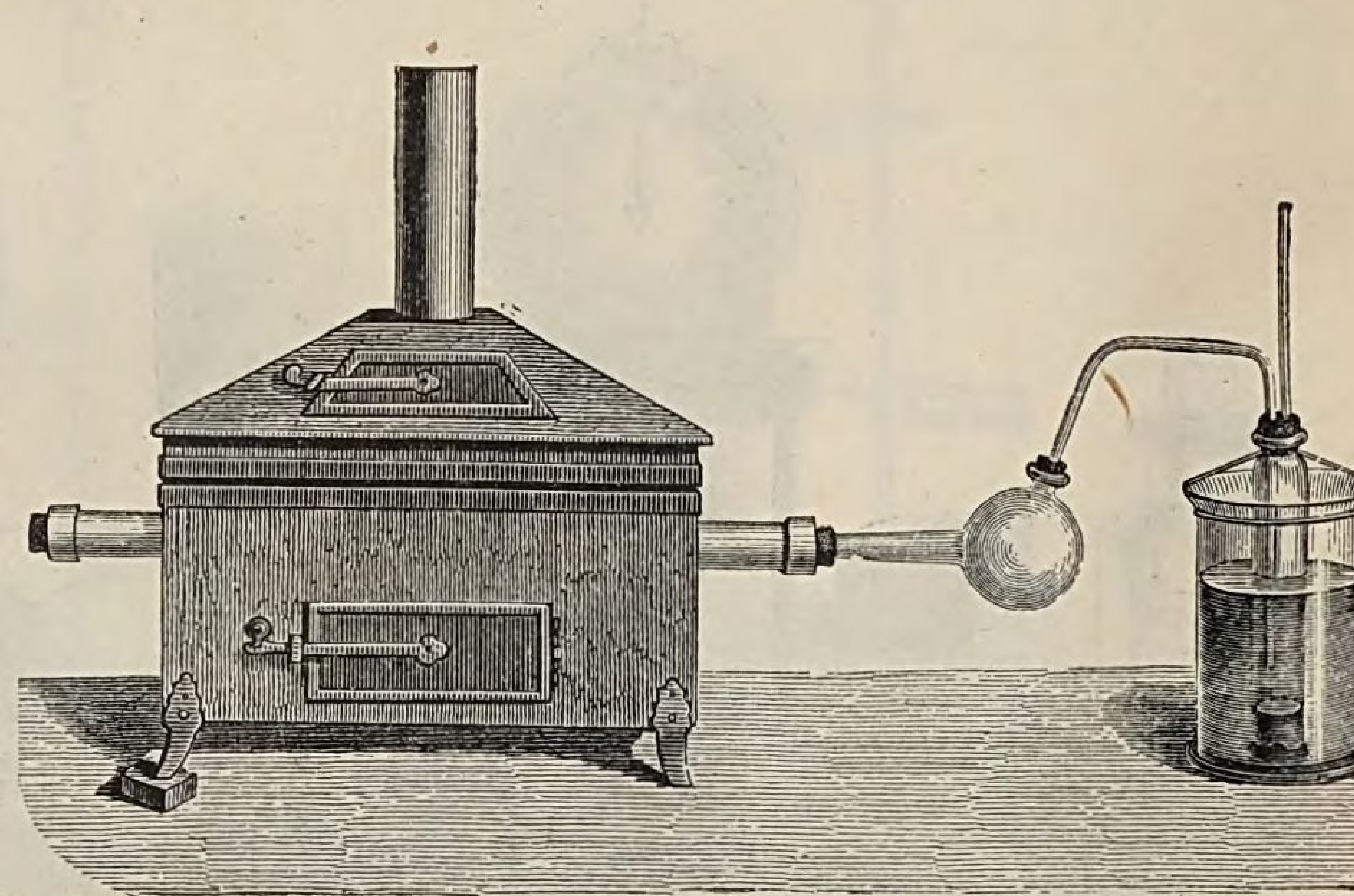


Fig. 39. Darstellung von Schwefelkohlenstoff.

Schwefelkalium und **Schwefelnatrium** (*Natrium* und *Kalium sulfuratum*) [T. § 65] entstehen durch Verbrennen von Kalium, bez. Natrium in Schwefeldampf (Fig. 38). Das käufliche Schwefelkalium (Schwefelleber) und Schwefelnatrium sind derbe, gelbgefärbte, übelriechende Massen, welche sich leicht in Wasser lösen. Die Lösungen bläuen rotes Lackmus und machen Curcuma braun (Phenolphtaleïn rot).

b) Verbindungen des Schwefels mit den Metalloiden.

Schwefelarsen (*Arsenicum sulfuratum*) [T. § 66]. Arsen und Schwefel miteinander gemengt, verbinden sich schon bei gelindem Erwärmen zu einer rotgelben oder gelbroten Masse.

Vorkommen in der Natur als *Realgar* und *Auripigment* oder *Operment* (*32*).

Schwefelantimon (*Stibium sulfuratum*) [T. § 66) entsteht leicht durch direkte Verbindung von Antimon und Schwefel beim Erhitzen. Grauschwarzes Pulver, in Wasser unlöslich.

Vorkommen in der Natur als *Grauspiefsglaserz* (*33*).

26. **Schwefelkohlenstoff** (*Carbonium sulfuratum* oder *Alkohol sulfuris*) [T. § 67] entsteht, wenn man Schwefeldampf über rotglühende Kohlen leitet (Fig. 39). Das austretende gasförmige Produkt verdichtet sich zu einer übelriechenden, durchsichtigen Flüssigkeit von bedeutenden Refraktions- und Dispersionsvermögen (Anwendung in der Optik zur Füllung der Prismen für Spektralversuche). Spez. Gew. 1,27; Siedep. 48⁰. In Wasser fast unlöslich. Der Schwefelkohlenstoff ist ein vorzügliches Lösungsmittel für fette Öle, Schwefel, Phosphor, Kautschuk, Guttapercha.

Verwendung zur Extraktion fetter Öle aus den Prefskuchen, zur Darstellung des vulkanisierten Kautschuks und als Desinfektionsmittel. Eine Lösung von Phosphor in Schwefelkohlenstoff, auf Papier gegossen, verdampft rasch unter Zurücklassung von fein verteiltem Phosphor, welcher sich nach einiger Zeit von selbst entzündet. Der Schwefelkohlenstoff giebt beim Verdunsten eine bedeutende Temperaturerniedrigung. Umhüllt man ein enges Probiergläschen dicht mit Fliefspapier, giefst Wasser in das Glas und taucht das untere Ende des Fliefspapieres so weit in Schwefelkohlenstoff, dafs dieser sich durch Kapillarität im Papiere bis zur Oberfläche des Wassers emporzieht, so bildet sich aufsen ein starker Reif, und nach 15 bis 30 Minuten ist das Wasser im Rohr gefroren.

Schwefelwasserstoff (*Hydrogenium sulfuratum*) [T. § 68 und 69]. Schwefel und Wasserstoff können sich zwar direkt verbinden, wenn man Wasserstoff in siedenden Schwefel leitet; auf bequemere Weise aber bereitet man den Schwefelwasserstoff, indem man Schwefeleisen mit einer verdünnten Säure übergiefst. Farbloses, sehr übelriechendes, brennbares Gas; giftig; spez. Gew. 1,199. Wird von Wasser absorbiert (Schwefelwasserstoffwasser) und teilt demselben seinen übeln Geruch mit. Rötet blaues Lackmus. Entwickelt sich in der Natur in Kloaken und Abfallstätten faulender, tierischer Substanzen, z. B. in faulenden Eiern.

c) Natur der Sulfide.

Die Sulfide der Metalle sind den Oxyden bezüglich ihrer äufseren Eigenschaften analog.

1. Die Sulfide der Schwermetalle und des Aluminiums sind in Wasser unlöslich und indifferent gegen Geschmack und Lackmus.

2. Die Sulfide der Alkali- und Alkalierdmetalle sind in Wasser löslich, schmecken ätzend, bläuen rotes Lackmus und bräunen Curcuma.

3. Die Sulfide der Metalloide kommen in allen drei Aggregatzuständen vor. Schwefelwasserstoff ist in Wasser löslich und verhält sich wie eine schwache Säure (Fig. 39).

Hiernach besteht ein gewisser Parallelismus zwischen den Oxyden und Sulfiden. In der Natur kommen viele Sulfide (Glanze, Kiese, Blenden, z. B. Bleiglanz, Kupferkies, Zinkblende) vor, doch lange nicht in so grofser Menge wie die Oxyde (vgl. S. 34 u. 35).

VI. Haloide.[1]

1. Chloride.

27. **Chlor** (*Chlorum*) Cl. 1774 von Scheele entdeckt; später (1809 und 1810) von Gay-Lussac und Thenard, sowie von Davy für ein Element erklärt; letzterer nannte es nach seiner Farbe *Chlorine* oder *chloric*[2] *gas,* Gay-Lussac im Jahre 1813 Chlor.

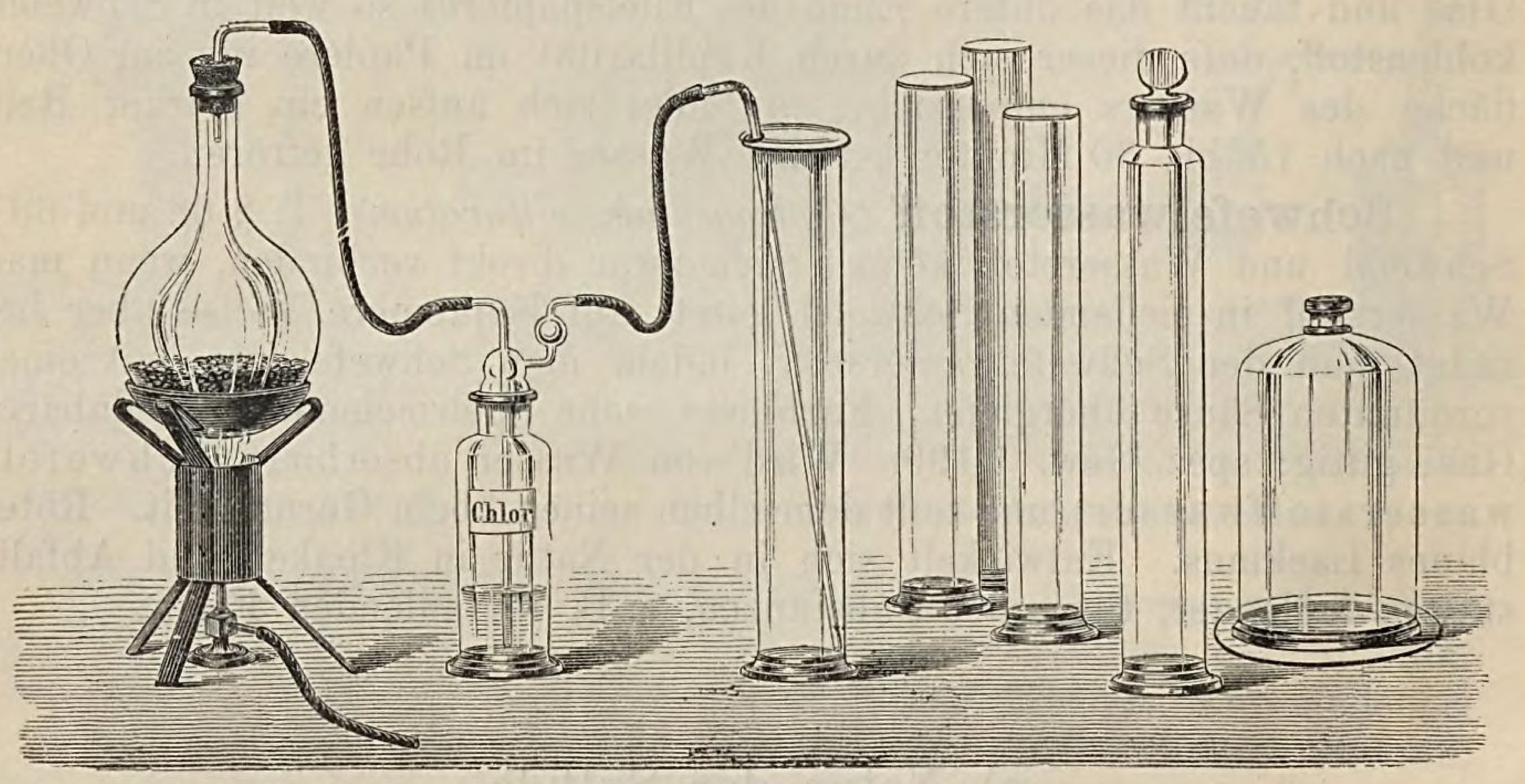


Fig. 40. Darstellung von Chlor.

Versuch [T. § 71 u. 72]. Man entwickle Chlor aus Braunstein und Salzsäure oder Braunstein, Kochsalz und Schwefelsäure oder auch, was am bequemsten ist, aus Chlorkalk und Salzsäure und fange es in hohen, gut ausgetrockneten Fufscylindern (Fig. 40) auf. Dann bringe man in einen der Cylinder (Fig. 41) unechtes Blattgold und Blattsilber (dünngeschlagenes Messing, bez. Zinn), ferner in Streifen geschnittene Zinnfolie (Stanniol) und Rauschgold (sehr dünnes Messingblech), beides zuvor etwas angewärmt, tauche in einen anderen Cylinder ein brennendes Licht oder eine am

1) griech. ἅλς (*hals*), Salz, und εἶδος (*eidos*), Gestalt, Beschaffenheit; also salzähnliche Körper (s. u.). — 2) griech. χλωρός (*chloros*), gelblichgrün.

unteren Ende nach oben gebogene Glasröhre, aus welcher eine Leuchtgasflamme brennt (Fig. 42). In einen dritten Cylinder bringe man einige Blumen, buntgedruckte, angefeuchtete Kattunlappen und etwas beschriebenes und bedrucktes, ebenfalls angefeuchtetes Papier (Fig. 43). In eine mit Chlor gefüllte Glasglocke (Fig. 44) schütte man unter geeigneten Vorsichtsmaſsregeln etwas Antimonpulver. Ferner leite man Chlor unter häufigem Schütteln in kaltes Wasser. Endlich werfe man in einen mit Chlor gefüllten, gut zu verschlieſsenden Cylinder ein Stück festes Kali, gieſse rasch etwas Wasser hinein, verschlieſse, schüttele den Cylinder damit, tauche ihn verkehrt in kaltes Wasser und entferne den Stöpsel unterhalb des Wassers.

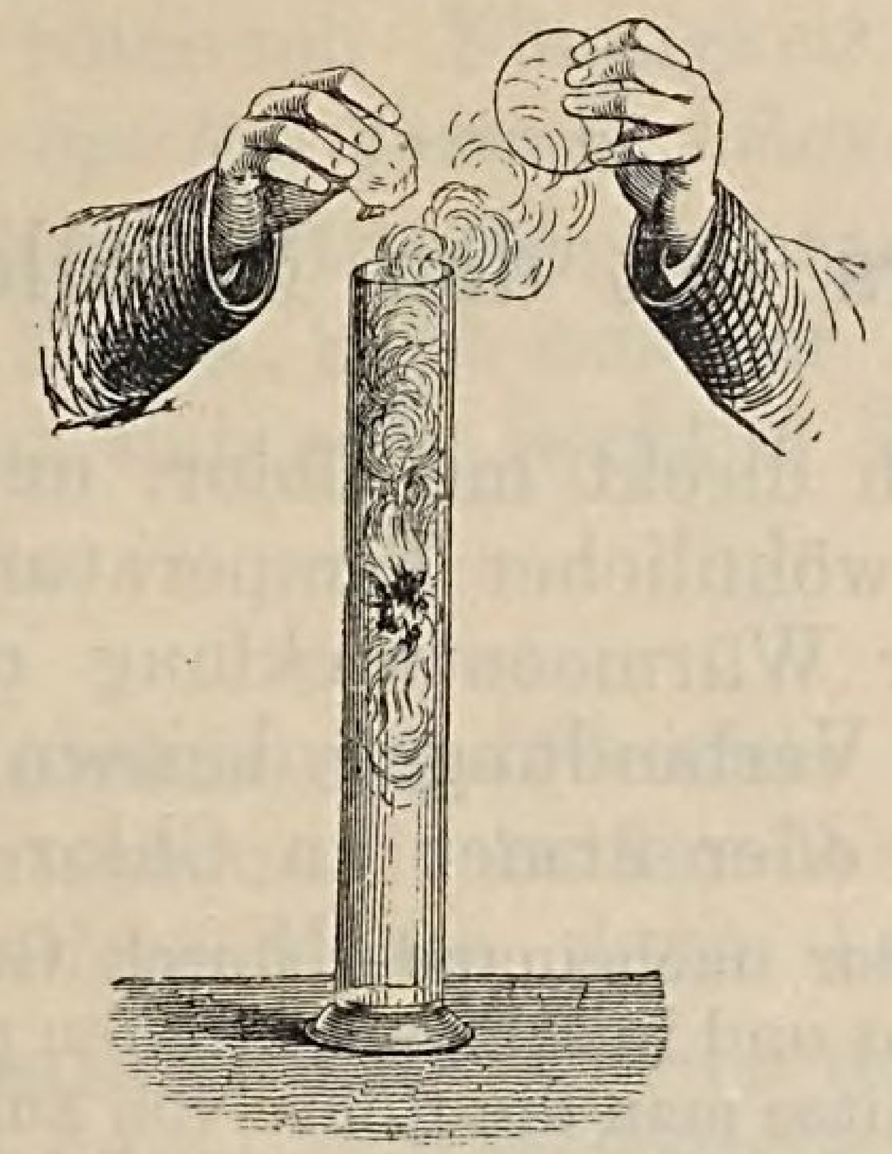


Fig. 41. Blattmetalle in Chlor.



Fig. 42. Flamme in Chlor.

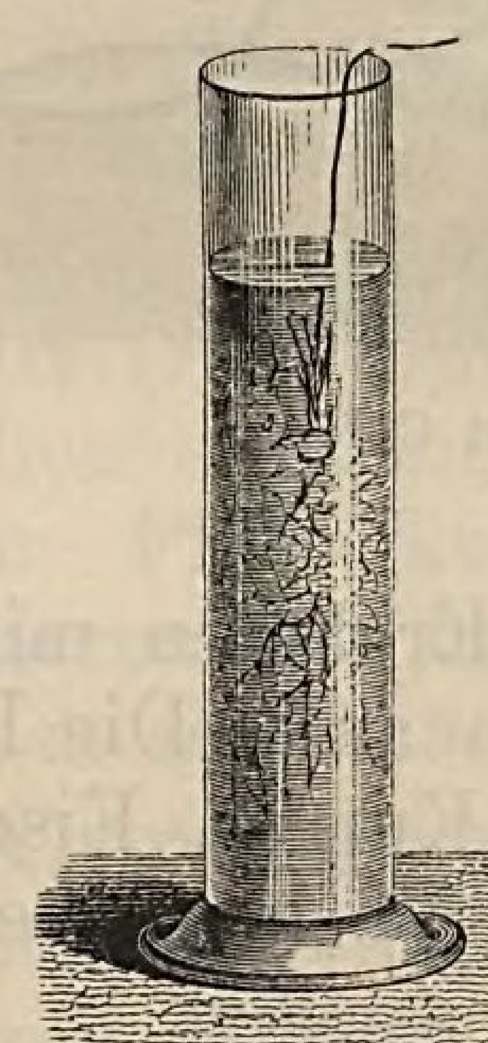


Fig. 43. Bleichen in Chlor.



Fig. 44. Antimon in Chlor.

Ergebnis. Chlor ist ein grünlichgelbes, eigentümlich riechendes Gas von groſser chemischer Energie. Spez. Gew. 2,46; läſst sich durch Druck zu einer dunkelgrünlichgelben Flüssigkeit verdichten, verbindet sich energisch mit Metallen, bleicht Pflanzenfarben, Tinte etc., läſst aber Kohle (Ruſs) und Druckerschwärze unverändert; wird von Wasser absorbiert

und erteilt demselben seine Farbe und seinen Geruch (Chlorwasser). Mit Kali in Berührung gebracht, verschwindet es anscheinend; läſst sich also auf diese Weise leicht beseitigen.

a) Verbindungen des Chlors mit den Metallen.

28. Die unedeln Metalle verbinden sich direkt mit Chlor, und zwar erfolgt die Verbindung schon bei gewöhnlicher Temperatur oder nach gelindem Anwärmen meist unter starker Wärmeentwicklung und Feuererscheinung. Die hieraus entstehenden Verbindungen heiſsen Chloride oder Chlorüre, je nachdem sie reicher oder ärmer an Chlor sind.

Versuch [T. § 73 bis 76]. Man leite Chlor nacheinander durch Glasröhren, in welche man dünnen Kupferdraht, bez. Eisendraht und in schmale Streifen geschnittenes dünnes Aluminiumblech gebracht hat, dabei erhitze man die Röhre von auſsen (Fig. 45) [T. § 75]. — In drei andere Röhren bringe man je ein Porzellanschiffchen mit Zinn-, bez. Zink- und Bleifeilspänen und erhitze ebenfalls.

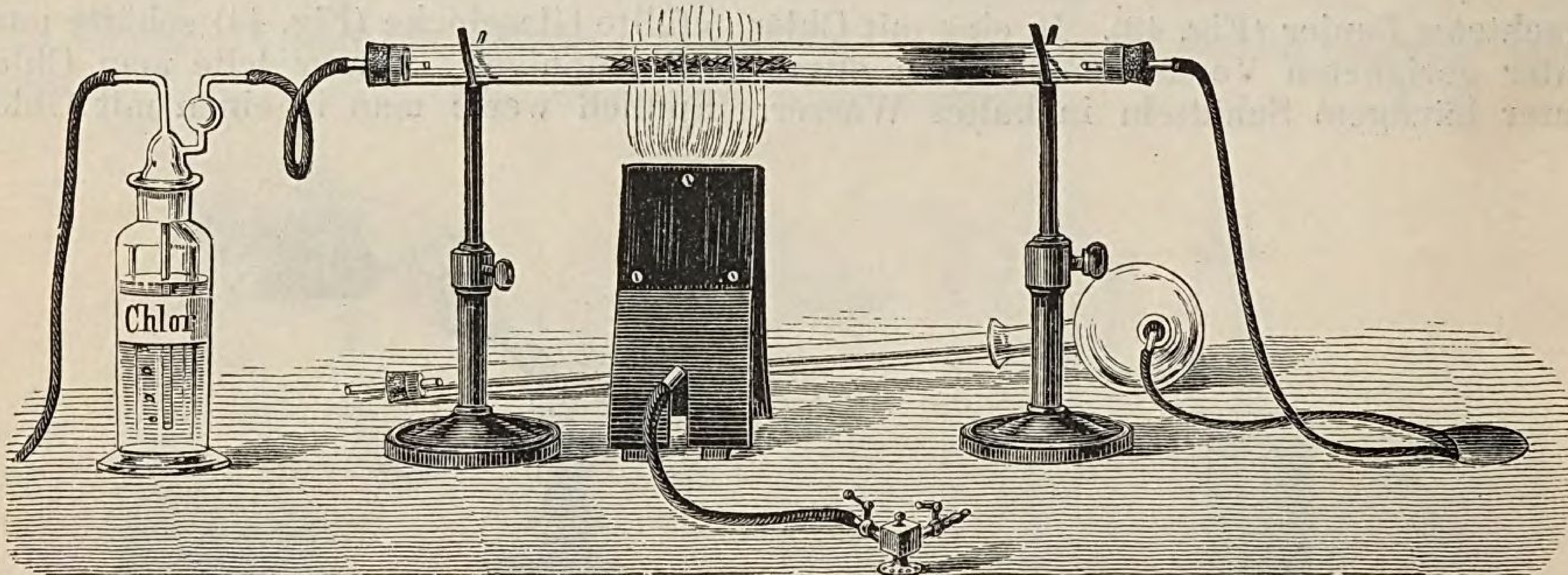


Fig. 45. Verbindung von Kupfer, Eisen, Aluminium mit Chlor.

Ergebnis. Die Metalle verbinden sich unter Erglühen mit Chlor; beim Blei, Zink und Zinn treten leuchtende Flammen auf. Die Produkte kondensieren sich entweder in der Röhre (wie beim Kupfer, Eisen, Zink und Blei) oder in einer mit der Röhre verbundenen Vorlage (beim Aluminium und Zinn).

Kupferchlorür (*Cuprum chloratum*), anfänglich geschmolzen, nach dem Erkalten feste, braune Masse, welche in Wasser unlöslich ist aber beim Liegen an feuchter Luft grün wird und sich dann in Wasser löst. Diese Lösung rötet Lackmus und enthält **Kupferchlorid** (*Cuprum bichloratum*), welches sich in wenig Wasser mit grüner, in viel Wasser mit blauer Farbe löst.

Zinnchlorid (*Stannum chloratum*), farblose (oder durch Chlor etwas grünlich gefärbte), leicht bewegliche, an der Luft stark rauchende Flüssigkeit, die bei 150° siedet, sich mit wenig Wasser (unter Zischen) zu einer festen krystallinischen Masse (gewässertes Zinnchlorid) verbindet und

auch aus feuchter Luft den Wasserdampf begierig anzieht, weshalb sie in offenen Gefäſsen raucht und nach einiger Zeit erstarrt [T. § 74]. In gröſseren Mengen Wasser löſst sich das Zinnchlorid zu einer farblosen, Lackmus rötenden Flüssigkeit. Es wurde nach seinem Entdecker (Libavius) *Spiritus fumans Libavii* genannt.

Zinkchlorid (*Zincum chloratum*), geschmolzene, nach dem Abkühlen weiſsliche Masse, zieht aus der Luft unter Zerflieſsen rasch Feuchtigkeit an und löst sich sehr leicht in Wasser zu einer sauern, Lackmus rötenden Flüssigkeit.

29. **Bleichlorid** (*Plumbum chloratum*), weiſse, aus kleinen Krystallen bestehende, in kaltem Wasser schwer lösliche, in siedendem Wasser leichter lösliche Masse, deren Lösung Lackmus rötet.

Eisenchlorid (*Ferrum sesquichloratum*), stahlgraue, schon bei wenig über 100° flüchtige Krystallschüppchen, an der Luft rasch durch Anziehen von Feuchtigkeit zu einer gelbbraunen Flüssigkeit zerflieſsend; giebt mit Wasser eine gelbliche bis rötlichbraune, Lackmus rötende Lösung, welche blutstillend wirkt. — Auſserdem giebt es noch ein **Eisenchlorür** (*Ferrum chloratum*), welches sich nicht durch direkte Einwirkung von Chlor auf Eisen, wohl aber in anderer (später zu besprechender) Weise darstellen läſst. Grasgrüne Krystalle, in Wasser löslich, Lackmus rötend.

Quecksilberchlorür (*Hydrargyrum chloratum*) bildet sich, wenn überschüssiges Quecksilber in wenig Chlorgas erhitzt wird, wobei es zu einer schmutzig weiſsen, strahlig krystallinischen, in Wasser sehr schwer löslichen Substanz sublimiert (Kalomel, in der Medizin gebräuchlich). — Vorkommen in der Natur als: *Quecksilberhornerz* (*65*).

Wird überschüssiges Chlor angewandt, so bildet sich **Quecksilberchlorid** (*Hydrargyrum bichloratum*), welches in weiſsen, nadelförmigen Krystallen sublimiert und sich in Wasser zu einer farblosen, Lackmus rötenden Flüssigkeit löst. Sehr wichtiges Arzneimittel wegen seiner desinfizierenden (keimtötenden) Eigenschaften (Sublimat, Atzsublimat, *Mercurius sublimatus corrosivus*).

Aluminiumchlorid (*Aluminium chloratum*), blaſsgrünlichgelbe oder citronengelbe, wachsglänzende Masse, an der Luft rauchend, sich mit wenig Wasser unter Zischen stark erhitzend, in mehr Wasser leicht zu einer farblosen, Lackmus rötenden Flüssigkeit löslich.

Silberchlorid (*Argentum chloratum*). Dünngeschlagenes Silber verbindet sich mit Chlor zu einer leicht schmelzbaren, nach dem Erstarren geschmeidigen, biegsamen, farblosen, durchscheinenden, hornähnlichen Masse (*Hornsilber*), welche sich in hoher Temperatur verflüchtigt und in Wasser vollständig unslöslich ist. — Vorkommen in der Natur als: *Hornsilber* (*64*).

Magnesiumchlorid (*Magnesium chloratum*). An der Luft entzündetes Magnesium brennt in Chlorgas weiter (Fig. 46) unter Bildung einer weiſslichen, in Wasser leicht löslichen Verbindung. Die Lösung schmeckt bitterlich salzig und ist indifferent gegen Lackmus.

Natriumchlorid oder **Kochsalz** (*Natrium chloratum*). Natrium verbrennt, wenn man es erwärmt in Chlorgas bringt, mit außerordentlicher Lebhaftigkeit und starker Lichtentwicklung (Fig. 47); es verbindet

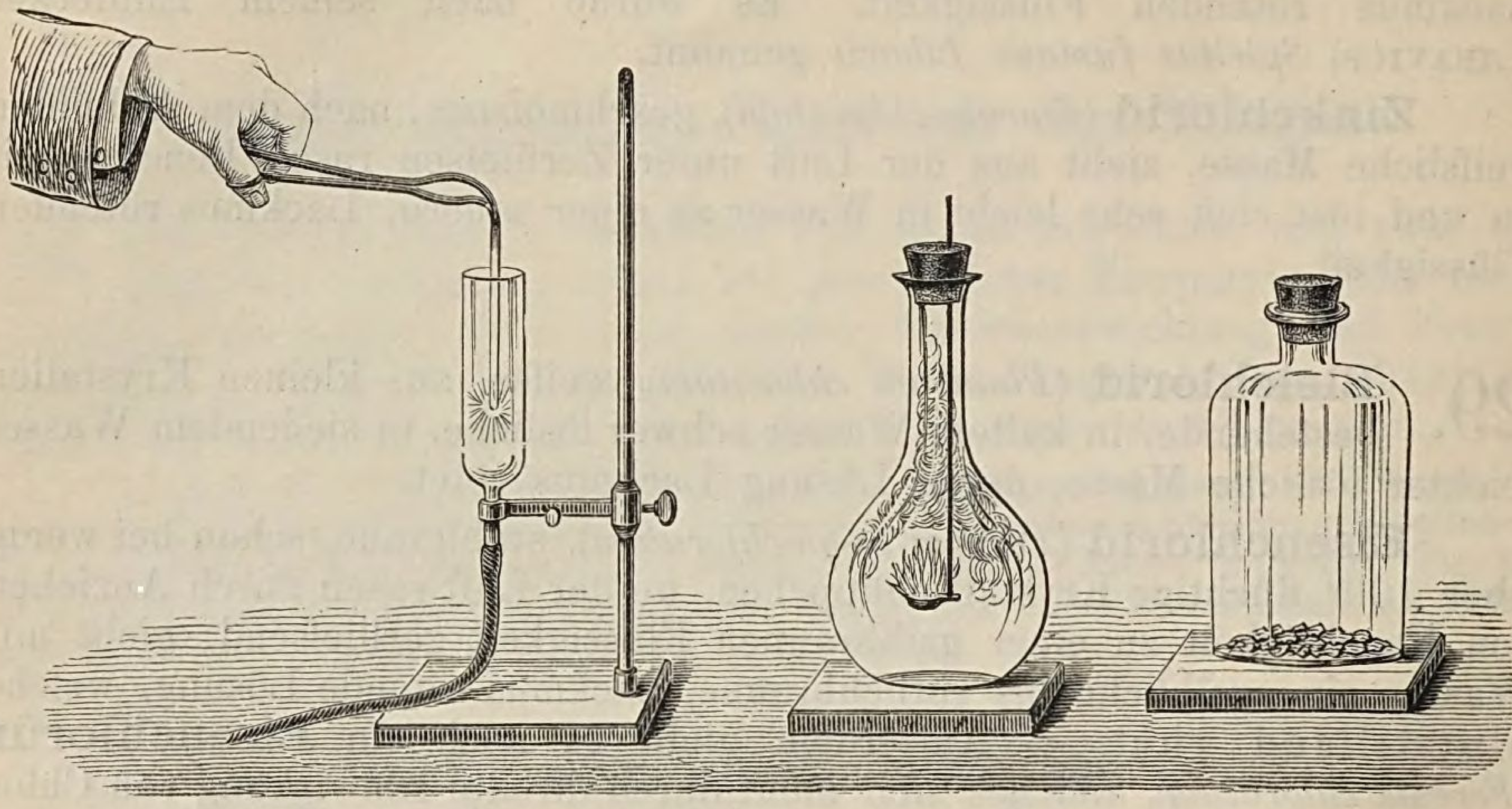


Fig. 46. Verbindung von Magnesium mit Chlor. Fig. 47. Fig. 48. Verbindung von Kalium, bezw. Natrium mit Chlor.

sich damit auch bei gewöhnlicher Temperatur, wenn es, in dünne Scheibchen geschnitten, längere Zeit mit Chlorgas in einem verschlossenen Gefäß

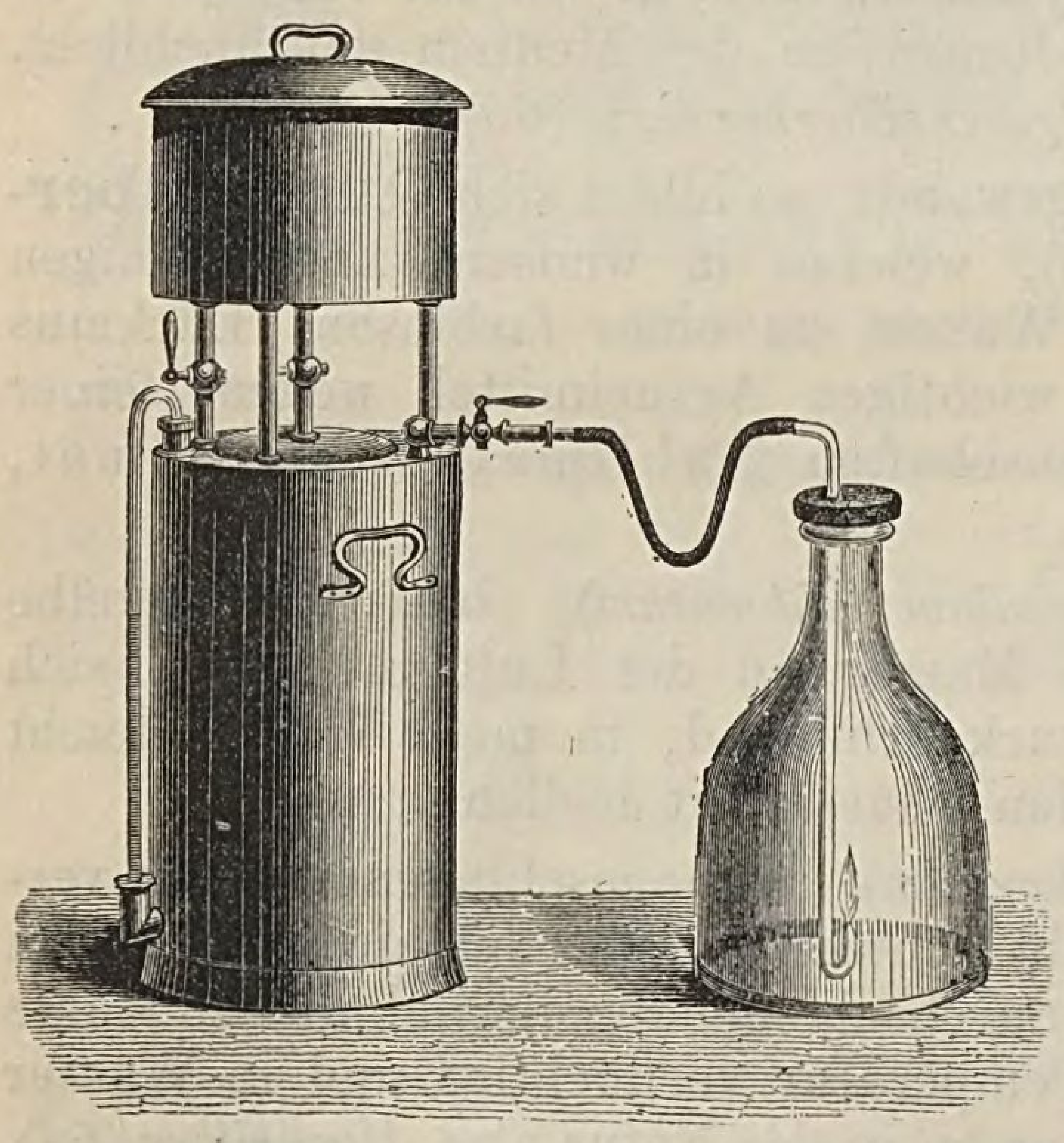


Fig. 49. Verbrennung von Wasserstoff in Chlor.



Fig. 50. Chlorknallgas.

in Berührung bleibt (Fig. 48). Das Produkt ist identisch mit dem allbekannten Kochsalz; in Wasser löslich, indifferent gegen Lackmus, Geschmack rein salzig.

Kaliumchlorid (*Kalium chloratum*). Kalium verhält sich gegen Chlor dem Natrium ganz analog. Das Produkt ist ebenfalls ein salzartiger Körper mit bitterlichem Beigeschmack; indifferent gegen Lackmus. Die folgende Tabelle enthält eine übersichtliche Zusammenstellung der wichtigsten Metallchloride mit ihren hauptsächlichsten Eigenschaften.

Abkürzungen: Rk. = Reaktion, kr. = krystallinisch, l. = löslich, ll. = leicht löslich, zll. = ziemlich leicht löslich, sll. = sehr leicht löslich, wl. = wenig (schwer) löslich, swl. = sehr wenig (sehr schwer) löslich, unl. = unlöslich, Lsg. = Lösung, konz. = konzentriert, verd. = verdünnt.

Namen und Eigenschaften der wichtigsten Metallchloride.

Leichtmetallchloride	Schwermetallchloride	
	Eisengruppe	Blei- und Zinngruppe
Rk. indifferent. Natriumchlorid, weifs, kr., ll. Kaliumchlorid, weifs, kr., ll. Calciumchlorid, weifs, kr., sll., zerfliefslich. Bariumchlorid, weifs, kr., zll., Strontiumchlorid, weifs, kr., ll. Magnesiumchlorid, weifs, kr., sll., zerfliefslich. Rk. sauer. Aluminiumchlorid, gelblichweifs, sll.	Rk. sauer. Chromchlorid, pfirsichblütrot, kr., in Lsg. grün. Eisenchlorid, stahlgrau, kr., sll., Lsg. gelb bis rotbraun. Eisenchlorür, grasgrün kr., ll. Zinkchlorid, weifs, strahlig, kr., sll., zerfliefslich. Manganchlorür, blafsrosa, kr., ll. Kobaltchlorür, dunkelrosa, sll. Nickelchlorür, apfelgrün, ll.	Rk. sauer. Bleichlorid, weifs kr., wl. Quecksilberchlorid, weifs, kr., l. Quecksilberchlorür, schmutzig weifs, strahlig, kr., swl. Silberchlorid, geschmolzen hornartig, ganz unl. Kupferchlorid, grün, kr., ll., Lsg. konz. grün, verd. blau. Kupferchlorür, geschmolzen braun, swl. Kadmiumchlorid, weifs, ll. Zinnchlorid, flüssig, sll. Goldchlorid, gelb, kr., sll. Platinchlorid, gelb, kr., sll.

Es sind also ganz unl.: Silberchlorid.
swl.: Quecksilberchlorür und Kupferchlorür.
wl.: Bleichlorid.

b) Verbindungen des Chlors mit den Metalloiden.

30. Die Verbindungen des Chlors mit Schwefel, Phosphor, Arsen und Antimon sind an der Luft stark rauchende, heftig riechende, sauer reagierende flüssige oder feste Körper. Von besonderer Wichtigkeit ist

Chlorwasserstoff oder **Salzsäuregas** (*Acidum hydrochloricum*), bildet sich durch direkte Verbindung von Chlor und Wasserstoff.

Versuch [T. § 79]. Man fülle ein gröfseres Gefäfs mit Chlor und tauche eine aus einer Glasröhre brennende, nicht zu grofse Wasserstoffflamme hinein (Fig. 49). Die Flamme brennt darin mit bläulichgrünem Licht weiter unter Entwicklung eines

Gases, welches an der Luft starke Nebel bildet. Nach vollständigem Verschwinden der grünen Farbe des Chlorgases gieſse man etwas kaltes Wasser in das Gefäſs, schüttele damit um und setze einige Tropfen blaue Lackmuslösung hinzu, welche sofort gerötet wird. — Man fülle einen Cylinder zur Hälfte mit Chlor, zur Hälfte mit Wasserstoff und bringe das Gemenge durch Entzündung zur Explosion (Fig. 50). — Man fülle ein kleines, dünnwandiges Kochfläschchen mit einem Gemenge von gleichen Volumen Chlor und Wasserstoff und bringe es dann unter geeigneten Vorsichtsmaſsregeln [T. § 80] in das Sonnenlicht oder in das Licht einer Magnesiumflamme. In beiden Fällen erfolgt sofort die Verbindung des Chlors mit dem Wasserstoff unter heftiger Explosion.

Das bei diesen Versuchen auftretende Produkt, der Chlorwasserstoff, ist ein farbloses, stechend riechendes, an feuchter Luft starke Nebel bildendes Gas; spez. Gew. 1,265; wird von Wasser begierig absorbiert[1] (500 Maſs bei 0^0, 420 Maſs bei 10^0). Die dadurch entstehende Lösung ist farblos, stöſst, wenn sie gesättigt ist, an der Luft dicke Nebel aus, schmeckt äuſserst sauer und rötet Lackmus stark; sie heiſst wässerige Salzsäure (die käufliche rohe Salzsäure ist durch eine Verunreinigung mit Eisenchlorid gelb gefärbt). Durch Erhitzen läſst sich das Salzsäuregas aus der wässerigen Salzsäure (jedoch nicht vollständig) vertreiben. Hierdurch bietet sich ein Mittel zur bequemen Darstellung des Chlorwasserstoffgases dar, wobei sich auch die auſserordentliche Absorptionsfähigkeit des Wassers für dieses Gas leicht zeigen läſst (Erzeugung eines leeren Raumes durch Absorption des Gases durch Wasser [T. § 81].)

Konzentrierte wässerige Salzsäure entläſst beim Erwärmen anfänglich ein nur wenig feuchtes Chlorwasserstoffgas; bald aber gehen mehr und mehr Wasserdämpfe mit über, und zuletzt destilliert eine wässerige Säure von konstanter Zusammensetzung, welche an der Luft nicht raucht.

Je reicher die wässerige Salzsäure an Chlorwasserstoff ist, desto gröſser ist ihr spez. Gewicht, wie sich aus folgender Tabelle ergiebt:

Tabelle über den Gehalt der wässerigen Salzsäure von verschiedener Konzentration an Gewichtsprozenten Chlorwasserstoff.

Spez. Gew.	Gew.-Proz. HCl.	Spez. Gew.	Gew.-Proz. HCl.	Spez. Gew.	Gew.-Proz. HCl.
1,00	0,00	1,07	14,30	1,14	28,40
1,01	2,04	1,08	16,60	1,15	30,40
1,02	4,07	1,09	18,50	1,16	32,40
1,03	6,12	1,10	20,30	1,17	34,40
1,04	8,40	1,11	22,20	1,18	36,40
1,05	10,50	1,12	24,40	1,19	38,40
1,06	12,41	1,13	26,40	1,20	40,40

Annähernd findet man den Prozentgehalt, wenn man die Dezimalstellen des spez. Gew. mit 2 multipliziert, z. B. spez. Gew. = 1,12 Prozentgehalt = 24 (statt 24,40) u. s. f.

1) lat. *absorbēre*, verschlucken.

c) Natur der Chloride.

Die Chloride der schweren Metalle und des Aluminiums sind mit Ausnahme des Zinnchlorids fest, meist krystallinisch, in Wasser löslich (aufser Silberchlorid, Quecksilberchlorür, Kupferchlorür und Bleichlorid [s. o. S. 47]), schmecken (in verdünnter Lösung!) sauer und metallisch zu sammenziehend, röten Lackmus und sind beim Erhitzen mehr oder weniger leicht flüchtig.

Die Chloride der leichten Metalle (mit Ausnahme des Aluminiumchlorids) sind fest, krystallinisch, dem Kochsalz ähnlich, in Wasser löslich, indifferent gegen Lackmus etc., von salzigem, nicht ätzendem Geschmack und organische Substanzen nicht angreifend.

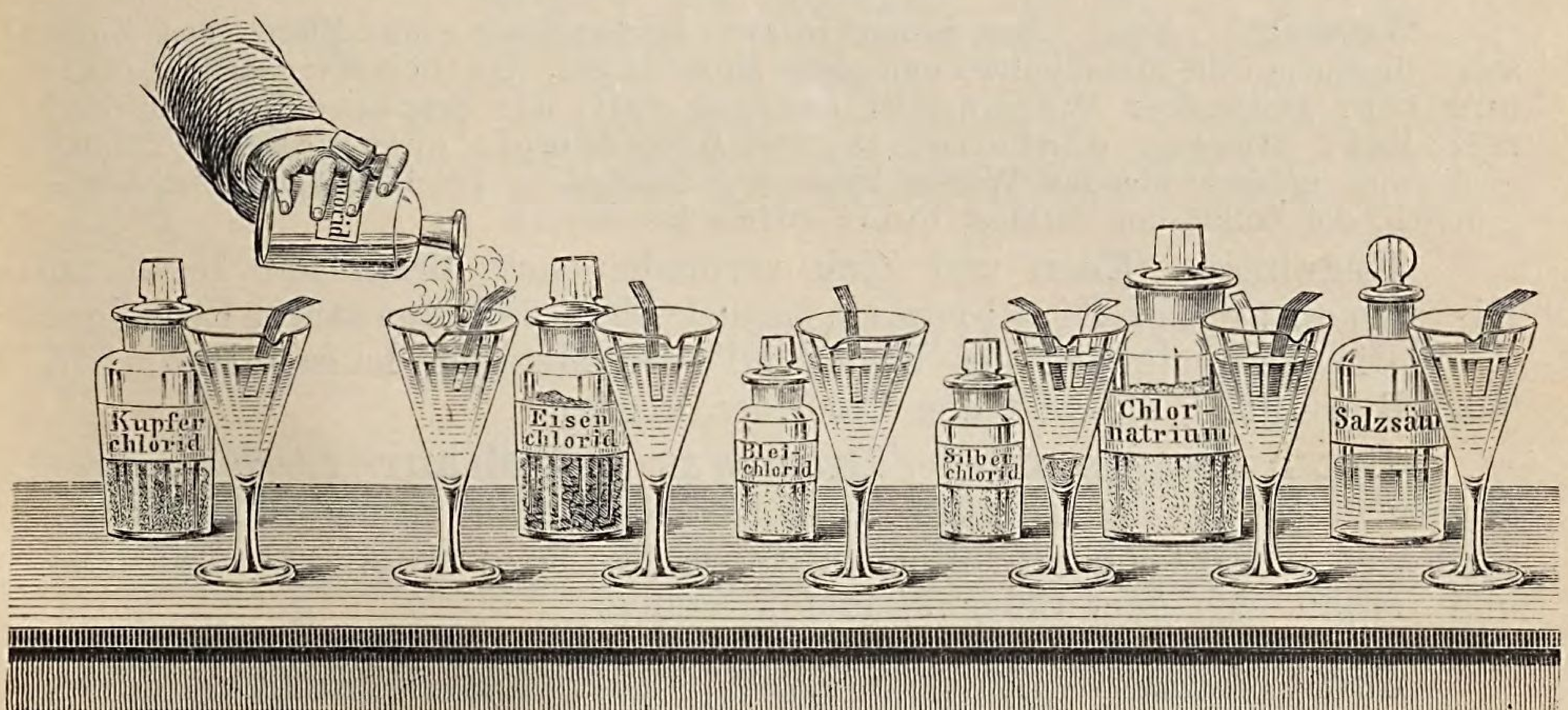


Fig. 51. Natur der Chloride.

Hiernach sind die Chloride der Metalle, obwohl sie den Oxyden und Sulfiden der Metalle ihrer Zusammensetzung nach analog sind, doch von letzteren beiden in ihren Eigenschaften und ihrem Verhalten durchaus verschieden (Vergleichung mit S. 34).

Wegen ihrer salzartigen Beschaffenheit rechnet man die Chloride der Metalle zu den Salzen und unterscheidet sie von den eigentlichen Salzen (s. w. u.) durch den Namen **Haloidsalze.**[1]

Salzsäure verhält sich ganz wie eine starke Säure, ist aber in ihrer Zusammensetzung von den früher besprochenen Säuren, die durch Vereinigung von Sauerstoff mit Metalloiden entstehen, wesentlich verschieden, da sie frei von Sauerstoff ist und an dessen Stelle Wasserstoff enthält: daher Chlorwasserstoffsäure (nicht zu verwechseln mit Chlorsäure!).

1) griech. *ἅλς* (*hals*), Salz, und *εἶδος* (*eidos*), die Gestalt, Beschaffenheit, also: salzähnliche (d. h. dem Kochsalz ähnliche) Salze.

2. Bromide, Jodide und Fluoride.

31. Brom, Jod und Fluor sind dem Chlor analog.

Brom[1] (*Bromum*) Br [T. § 83]. Im Jahre 1826 von Balard entdeckt; flüssig, braunrot, von sehr unangenehmem Geruch, spez. Gew. 2,97 bis 2,99. Verwandelt sich schon bei gewöhnlicher Temperatur in schwere, rotbraune Dämpfe (spez. Gew. des Dampfes 5,52), siedet bei 50°. In Wasser zu einer rotbraunen Flüssigkeit löslich (Bromwasser). Ebenso in Alkohol und Äther. Die wässerige Lösung giebt durch Schütteln mit Äther ihr Brom an letzteren ab [T. § 83].

Das Brom verbindet sich leicht mit Metallen:

Versuch [T. § 84]. Man bringe in zwei Bechergläser etwas Eisen-, bez. Zinkstaub, befeuchte die Metallpulver und giefse Brom darauf. Unter heftigem Zischen und sehr lebhafter Wärmeentwickelung tritt die Reaktion ein, wobei reichliche Mengen dunkelrotbrauner Bromdämpfe entweichen. Zuletzt giefse man gröfsere Mengen Wasser hinzu und filtriere. — Die Eisenlösung ist blafsgrünlich, die Zinklösung farblos; beide röten Lackmus.

Ergebnis. Eisen und Zink verbinden sich direkt mit Brom zu Eisenbromür, bez. Zinkbromid, beide leicht löslich, von saurer Reaktion.

Die Verbindungen des Broms mit den Metallen heifsen Bromide (bez. Bromüre); sie sind den Chloriden analog.

Bromwasserstoff oder **Bromwasserstoffsäure** (*Acidum hydrobromicum*) [T. § 84], farbloses Gas, besteht aus Brom und Wasserstoff, wird vom Wasser lebhaft absorbiert (wässerige Bromwasserstoffsäure) und verhält sich dem Chlorwasserstoff analog.

Jod[2] (*Jodum*) J [T. § 85 u. 87]. 1812 von Courtois entdeckt, fest, krystallinisch, von stahlgrauer, metallischglänzender Farbe; spez. Gew. 4,95; Schmelzp. 107°; Siedep. 176—180°; es giebt beim Erwärmen veilchenblaue, sehr schwere Dämpfe (spez. Gew. des Dampfes 8,77); löst sich ziemlich schwer in Wasser (Jodwasser), leicht in Alkohol (Jodtinktur) und Äther, in allen drei Lösungsmitteln mit brauner Farbe, ebenfalls leicht in Schwefelkohlenstoff mit violettblauer Farbe. Der wässerigen Lösung kann durch Schütteln mit Äther und Schwefelkohlenstoff das Jod entzogen werden. Färbt Stärkemehl und Stärkelösung (in neutraler oder saurer Flüssigkeit) blau.

Die Verbindungen des Jods mit den Metallen heifsen Jodide (bez. Jodüre); sie sind den Chloriden analog.

Jodwassersoff oder **Jodwasserstoffsäure** (*Acidum hydrojodicum*), farbloses Gas, besteht aus Jod und Wasserstoff, wird von Wasser lebhaft absorbiert (wässerige Jodwasserstoffsäure) und verhält sich dem Chlorwasserstoff analog.

1) griech. βρωμός (bromos) Gestank, wegen seines üblen Geruchs. — 2) griech. ἰοειδής (ioeides), veilchenblau, wegen der Farbe seiner Dämpfe; also eigentlich Iod, doch spricht und schreibt man allgemein Jod.

Fluor[1] (*Fluorum*) F, in freiem Zustande erst in neuester Zeit (1886) durch MOISSAN dargestellt. Hell grünlich gelbes Gas (heller als Chlor); spez. Gew. 1,26; verbindet sich mit grofser Energie mit allen Elementen, nur nicht mit dem Sauerstoff; organische Körper (z. B. Alkohol, Benzin; Terpentinöl, Petroleum) werden lebhaft angegriffen und fangen in Berührung mit dem Gase sofort Feuer. Seine Verbindungen mit den Metallen heifsen Fluoride.

Fluorwasserstoff, Fluorwasserstoffsäure oder **Flufssäure** (*Acidum hydrofluoricum*) besteht aus Fluor und Wasserstoff, wird vom Wasser lebhaft absorbiert (wässerige Flufssäure) und verhält sich dem Chlorwasserstoff analog, besitzt aber überdies die Eigenschaft, Glas zu ätzen.

Die wässerige Flufssäure wird fabrikmäfsig dargestellt und in Guttapercha-Flaschen in den Handel gebracht. — Giefst man einige ccm in ein dünnwandiges Probierglas, welches man durch eine Klemme senkrecht hält (mit untergesetzter Wasserschale), so trübt sich die anfangs klare Flüssigkeit bald unter Abscheidung eines reichlichen, aus weifsen Flocken bestehenden Niederschlags, bis nach einiger Zeit das Glas zerfressen ist und die Säure ausfliefsen läfst.

3. Rückblick.

Chloride, Bromide, Jodide und Fluoride sind binäre Verbindungen der vier Elemente Chlor, Brom, Jod, bez. Fluor mit Metallen, welche in ihrer Zusammensetznng und in ihren äufseren Eigenschaften dem Kochsalz analog sind. Sie werden deshalb **Haloide**[2] oder **Haloidsalze** und jene vier Elemente (Cl, Br, J, F) **Halogene**[3] oder **Salzbildner** genannt.

Die Wasserstoffverbindungen der Halogene: Chlorwasserstoff, Bromwasserstoff, Jodwasserstoff und Fluorwasserstoff, sind Säuren und heifsen **Haloidsäuren.** Sie unterscheiden sich von den (früher besprochenen) Sauerstoffsäuren oder Oxysäuren (z. B. Kohlensäure, schweflige Säure, Phosphorsäure etc.) dadurch, dafs sie keinen Sauerstoff, sondern aufser den Halogenen nur noch Wasserstoff enthalten; deshalb werden sie auch wohl **Wasserstoffsäuren** oder **Hydrosäuren** genannt.

1) So genannt als Bestandteil des *Flufsspats* oder *Fluorits* (lat. *fluere*, fliefsen; mittellat. *fluor*, Flufs), welcher als „Flufsmittel“ bei der Verarbeitung von Erzen benutzt wird. — 2) griech. ἅλς (*hals*), Salz und εἶδος (*eidos*) Beschaffenheit. (S. 49 Note 1.) — 3) griech. ἅλς und γεννᾶν (*gennan*), erzeugen, also Salzerzeuger oder Salzbildner.

Zweiter Abschnitt.

I. Reduktionen.

32. Alle bisherigen Versuche, mit Ausnahme eines einzigen (Darstellung von Sauerstoff aus rotem Quecksilberoxyd), waren Synthesen: Darstellung neuer Stoffe (Oxyde, Sulfide, Haloide) durch Verbindung metallischer und nichtmetallischer Elemente mit Sauerstoff, Schwefel und Halogenen. Der nächste Schritt zur Erweiterung unserer chemischen Kenntnisse mufs nun naturgemäfs dahin gehen, dafs wir versuchen, diese „binären Verbindungen" wieder zu spalten, d. h. die in ihnen enthaltenen Elemente wieder isoliert darzustellen oder auf ihren ursprünglichen Zustand zurückzuführen. Prozesse dieser Art werden der Gegenstand der nächsten Versuche sein; man nennt sie Reduktionen[1] und umfafst mit diesem Ausdrucke die Wiederherstellung der Elemente sowohl aus den Oxyden, wie auch aus den Sulfiden und Haloiden. Ist das Oxydieren, Sulfurieren, Chlorieren etc. ein Aufbau, so ist das Reduzieren als Abbau zu bezeichnen.

Um derartige Reduktionen auszuführen, mufs die Kraft, durch welche die Verbindungen bewirkt worden sind, wieder überwunden werden. Diese Kraft heifst: Affinität[2] oder chemische Verwandtschaft[3] und ist die Kraft, welche Körper verschiedener chemischer Natur Teilchen für Teilchen untereinander zu neuen Substanzen (chemischen Verbindungen) vereinigt und sich der Trennung derselben widersetzt.

Die Affinität gehört zu den anziehenden Kräften; sie wirkt aber nicht, wie die Gravitation zwischen mehr oder weniger grofsen Körpermassen in die Ferne, oder wie die Adhäsion und Kohäsion bei unmittelbarer Berührung unter Erhaltung der physikalischen Eigenschaften, sondern nur zwischen kleinsten, sinnlich nicht wahrnehmbaren Teilchen, so dafs durch die Vereinigung derselben ein neuer Stoff entsteht, der selbst bei stärkster Vergrösserung als homogen erscheint und in seinen Eigenschaften mehr oder weniger auffallend verschieden von seinen Be-

1) lat. *reducĕre*, zurückführen. — 2. lat. *affinis* verwandt. — 3) s. Lehrgang S. 41 und 43.

standteilen erscheint. Die Affinität schafft neue Stoffe, die deshalb auch mit neuen Stoffnamen benannt werden.

Die Trennung der letzteren in ihre Bestandteile (Reduktion) kann nur durch Ueberwindung der Affinität geschehen, was in den allermeisten Fällen nur durch Zufuhr fremder Energie zu erreichen ist. Die Mittel, die sich hierzu darbieten, sind 1. Wärme, 2. stärkere chemische Verwandtschaft, 3. Elektrizität.

1. Reduktion durch Wärme.

Von den Metalloxyden lassen sich nur die der edeln Metalle und das Quecksilberoxyd durch Erhitzung reduzieren. Letzteres geschah bereits bei der Darstellung des Sauerstoffs (S. 10). In diesem Falle treten das Metall und der Sauerstoff beide in freiem Zustande auf. Die chemische Verwandtschaft zwischen diesen Metallen und Sauerstoff ist so gering, dafs sie schon durch mäfsiges Erhitzen überwunden wird.

Die Oxyde der unedeln Metalle lassen sich durch Erhitzen nicht reduzieren, wenigstens nicht durch solche Hitzegrade, wie wir sie zu erzeugen vermögen.

Es ist aber sehr wahrscheinlich, dafs durch genügend starke Hitzegrade, die wir aber zur Zeit noch nicht hervorbringen können, auch sie reduziert werden können. Die Spektralanalyse lehrt, dafs auf der Sonne viele Metalle in Dampfform neben Wasserstoff und Sauerstoff in freiem Zustande vorhanden sind. Die Temperatur auf der Sonne, welche jedenfalls sehr hoch ist, verhindert also die Verbindung dieser Elemente miteinander.

2. Reduktion durch stärkere chemische Verwandtschaft.

a. Durch Wasserstoff.

Sollen Oxyde (Sulfide, Chloride etc.), welche sich durch Wärme nicht zersetzen lassen, so reduziert werden, dafs das darin enthaltene, mit dem Sauerstoff (Schwefel, Chlor etc.) verbundene Element in freiem Zustand auftritt, so müssen sie mit einem Stoff, welcher stärkere Verwandtschaft zum Sauerstoff (Schwefel, Chlor etc.) besitzt, unter geeigneten Umständen in Berührung gebracht werden. Solche Stoffe werden Reduktionsmittel genannt. Die geeignetsten Reduktionsmittel für Oxyde sind Wasserstoff, Kohlenstoff und Kalium oder Natrium. Schwefel kann nicht als Reduktionsmittel für Metalloxyde benutzt werden (Weshalb nicht?). Ebensowenig Phosphor.

Versuch [T. § 89 u. 92]. Man bringe in je eine Glasröhre eine Schicht Kupferoxyd, resp. Eisenoxyd, leite einen Strom wohlgetrocknetes Wasserstoffgas darüber und erhitze das Rohr von aufsen (Fig. 52).

Ergebnis. In der Kälte wirkt Wasserstoff auf die Metalloxyde nicht ein; beim Erwärmen aber beschlägt sich das Rohr stromabwärts vom Metalloxyd bald mit flüssigem Wasser, welches sich bei stärkerem Erhitzen in Dampf verwandelt und in der Kugelvorlage kondensiert, wobei die Wasserstoffflamme verlischt. Das Oxyd wird unter Erglühen reduziert, und nach dem Erkalten findet man im Rohr das Metall in Pulverform.

Wenn bei der Reduktion des Eisenoxydes die Temperatur niedrig gehalten wird, so besitzt das reduzierte Eisenpulver die Eigenschaft, in Berührung mit der Luft Sauerstoff unter Erglühen zu absorbieren und sich wieder in Eisenoxyd zu verwandeln (pyrophorisches[1] Eisen siehe T. § 92).

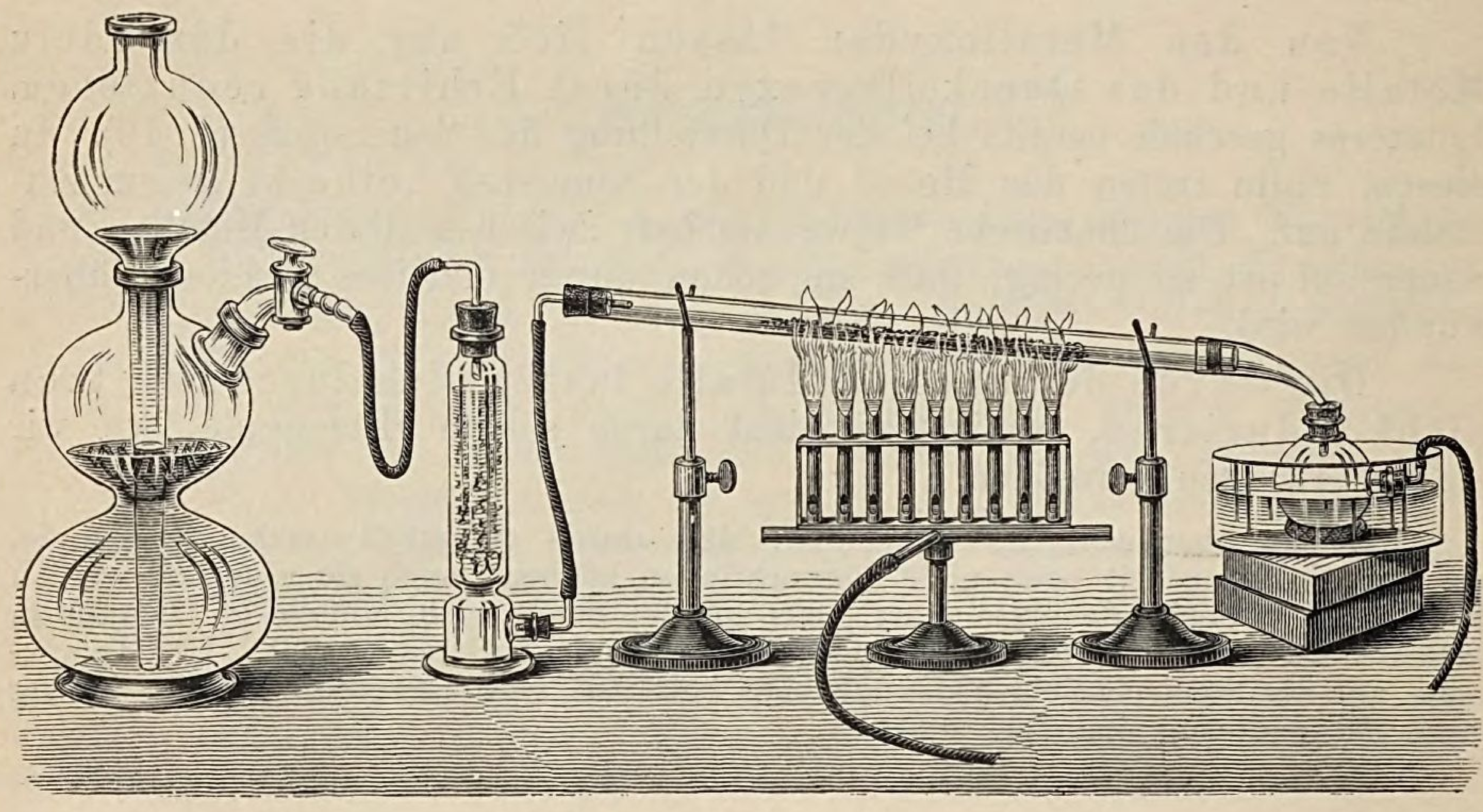


Fig. 52. Reduktion von Kupferoxyd.

Der Prozeſs läſst sich durch folgende chemische Gleichungen ausdrücken:

$$CuO + H = Cu + HO$$
$$FeO + H = Fe + HO.$$

Der Wasserstoff tritt an die chemische Stelle des Metalls, ist der Stellvertreter (Substitut); der Prozeſs ist also keine bloſse Addition, sondern eine **Substitution**[2].

Verallgemeinerung. Auch die Oxyde anderer schwerer Metalle, z. B. Eisen, Blei, Kobalt, Nickel, Zinn, Zink (sehr schwer), lassen sich durch Wasserstoff reduzieren; andere wiederum nicht, z. B. Chrom und Uran. In allen Fällen ist das Nebenprodukt Wasser, welches durch Oxydation des Wasserstoffs entstanden ist. Diese Oxydation ist aber

1) griech. πῦρ (*pyr*), Feuer, und φέρειν (*phérein*), tragen, also feuertragend. — 2) lat. *substituĕre*, an die Stelle setzen; also Stellvertretung.

eine indirekte (auf Kosten des zuvor gebundenen Sauerstoffs); es verläuft also mit der Reduktion zugleich eine Oxydation: das Metall wird reduziert, das Reduktionsmittel oxydiert.

b. Durch Kohlenstoff.

33. **Versuch** [T. § 93]. Man menge Bleioxyd mit Sägespänen und erhitze das Gemenge anfangs schwach, zuletzt stärker in einem bedeckten Tiegel (Fig. 53). Die Sägespäne verwandeln sich hierbei zuerst in Kohle (vgl. S. 22), welche dann reduzierend auf das Bleioxyd wirkt und das Metall frei macht. Dieses sammelt sich als ein geschmolzenes Kügelchen (Regulus) unten im Tiegel an.

Versuch. Man bringe Bleioxyd in ein Kohlengrübchen und blase die Flamme einer Lampe mittels eines Lötrohrs darauf (Fig. 54). Das Bleioxyd schmilzt und wird, sobald es mit der glühenden Kohle in Berührung kommt, reduziert, wobei die entstandene Kohlensäure unter Aufbrausen entweicht.

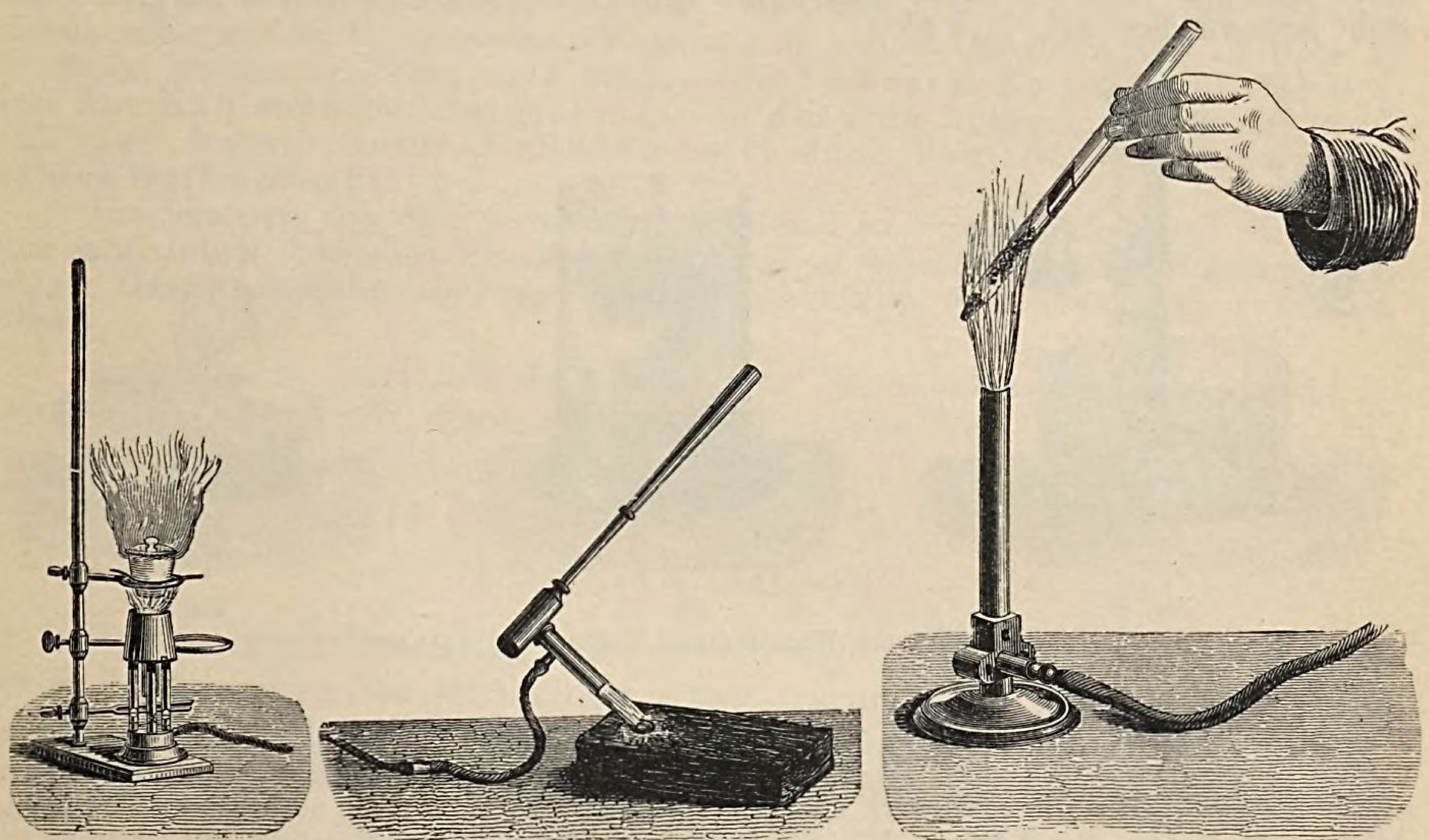


Fig. 53. Fig. 54.
Reduktion von Bleioxyd.

Fig. 55.
Reduktion von arseniger Säure.

Versuch [T. § 94]. Man bringe in ein unten zugeschmolzenes Rohr aus strengflüssigem Glas etwas arsenige Säure und darüber einige Stücke Holzkohle; dann erhitze man so, dafs die Kohle zum Glühen kommt (Fig. 55). Es bildet sich oberhalb der erhitzten Stelle ein metallisch glänzender Überzug von Arsen (Arsenspiegel), während die Kohlensäure aus dem oberen Ende des Rohres entweicht.

Ergebnis. Zinnoxyd, Bleioxyd und arsenige Säure werden durch Kohlenstoff in der Glühhitze reduziert:

$$PbO + C = Pb + CO$$
$$AsO + C = As + CO.$$

Verallgemeinerung. Auch die Oxyde der meisten übrigen schweren Metalle lassen sich durch Kohlenstoff reduzieren; ebenso die Oxyde einiger Metalloide: arsenige Säure, antimonige Säure, Phosphorsäure.

c. Durch Kalium oder Natrium.

α. Reduktion des Wassers.

34. **Versuch.** Man lasse in einem in der pneumatischen Wanne umgestürzten, mit Wasser gefüllten Cylinder ein Natriumkügelchen aufsteigen (Fig. 56). Das Metall schmilzt zu einer Kugel, welche auf dem Wasser unter lebhafter Entwickelung von Wasserstoffgas schwimmt. Auf diese Weise läſst sich der Cylinder vollständig mit Wasserstoffgas füllen, welches man an seinen Eigenschaften erkennt. Das durch Oxydation entstandene Natron bleibt im Wasser gelöst; die Lösung macht rotes Lackmus blau, schmeckt laugenhaft, etc. — Bei diesem Versuch ist groſse Vorsicht anzuwenden [vgl. T. § 95].

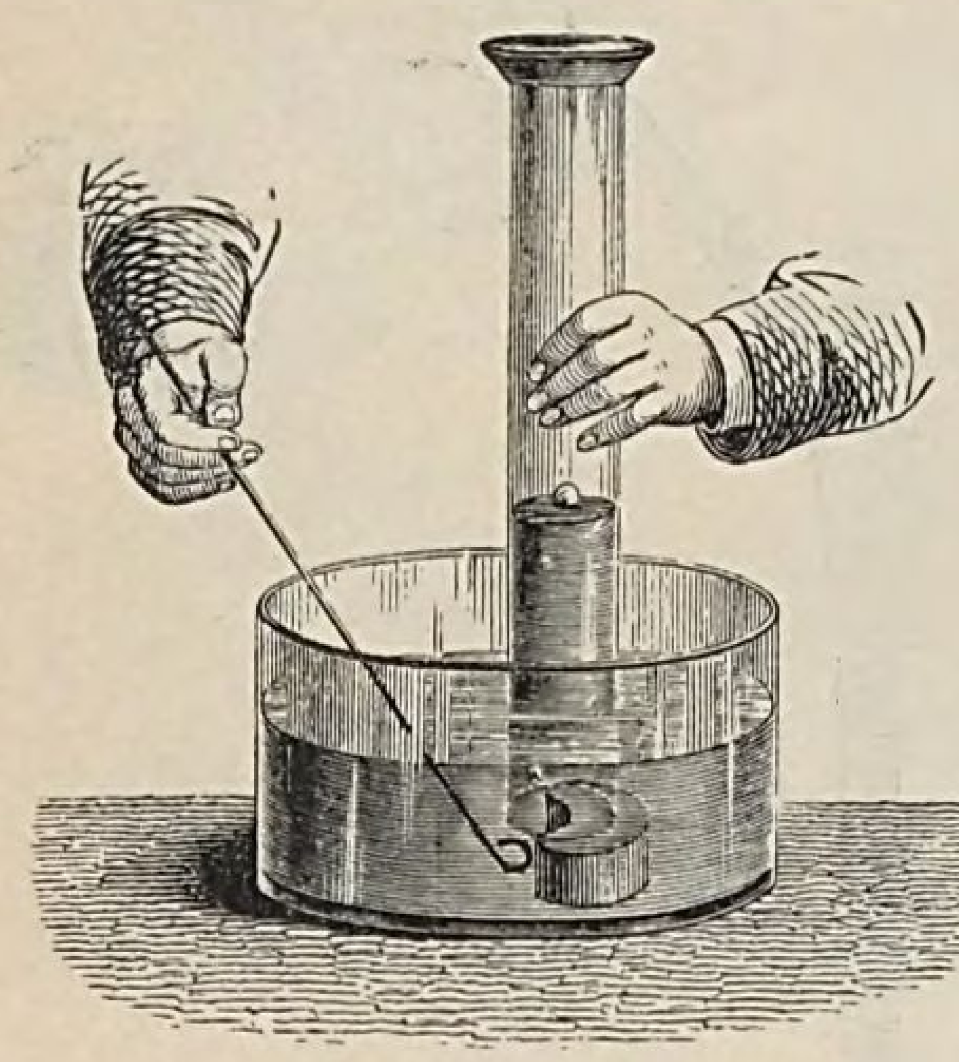


Fig. 56.



Fig. 57.



Fig. 58.

Reduktion von Wasser durch Kalium und Natrium.

Versuch [T. § 95]. Man werfe etwas Kalium auf Wasser, welches in einem weiten Fuſscylinder enthalten ist (Fig. 57). Das Metall schmilzt ebenfalls, und der sich durch die Reduktion des Wassers entwickelte Wasserstoff kommt sofort zum Brennen. Auch hier bleibt das Kali in Wasser gelöst. — Wirft man Natrium auf Wasser in einer offenen Schale, so entzündet sich der dabei entwickelnde Wasserstoff nicht; wohl aber wenn man das Wasser mit einer Scheibe Flieſspapier bedeckt und das Natrium darauf legt (Fig. 58).

Ergebnis. Kalium und Natrium zersetzen das Wasser, verbinden sich mit dem Sauerstoff desselben zu Kali, resp. Natron, während der Wasserstoff frei wird und entweicht.

Verallgemeinerung. Auch andere Metalle können das Wasser zersetzen, wenn auch weniger leicht, z. B. Calcium, Barium, Strontium bei gewöhnlicher Temperatur, reines Magnesium bei Siedehitze, und die Metalle der Eisengruppe (Eisen, Mangan) beim Glühen in Wasserdampf. Ebenso kann der Wasserdampf durch glühende Kohle reduziert werden.

Auch diese Reduktionen sind Substitutionen:

$$HO + K = KO + H$$
$$HO + Na = NaO + H$$
$$HO + Fe = FeO + H.$$

β. Reduktion der Kohlensäure.

Die zu dem folgenden Versuche nötige Kohlensäure könnte man, wie früher geschehen, durch Verbrennen von Kohlenstoff im Sauerstoffstrome herstellen. Doch ist es bequemer, sie aus kohlensäurehaltigen Mineralien, z. B. Marmor, in denen sie im gebundenen Zustande enthalten ist (s. S. 25) durch Salzsäure auszutreiben.

Versuch [T. § 98]. Man übergiefse in einer Gasentwickelungsflasche in Stücke zerschlagenen Marmor mit mäfsig verdünnter Salzsäure und leite die sich entwickelnde Kohlensäure durch ein kurzes offenes, dünnwandiges Rohr aus schwer schmelzbarem Glase. Durch das offene Ende des letzteren schiebt man ein Porzellanschiffchen, welches man zuvor mit dünngeschnittenen Natrium- (oder Kalium-)scheibchen gefüllt hat, und erhitzt, während die Kohlensäureentwickelung in vollem Gange ist, das Glasrohr an der Stelle, wo das Schiffchen steht, stark. — Nach kurzer Zeit tritt die Reduktion der Kohlensäure ein, welche sich dadurch bemerklich macht, dafs sich das Metall unter Erglühen mit einer Schicht von schwarzem Kohlenstoff bedeckt.

Um letzteren von dem überschüssigen Metall zu trennen, wirft man das Schiffchen samt Inhalt nach dem Erkalten in Alkohol, in welchem sich das Natrium unter ruhiger Gasentwickelung löst, und sammelt schliefslich den Kohlenstoff auf einem Filter.

Ergebnis. Kalium und Natrium zersetzen die Kohlensäure, verbinden sich mit dem Sauerstoff derselben und machen dadurch den Kohlenstoff frei, welcher sich, da er ein fester Körper ist, am Orte der Reduktion absetzt:

$$CO + Na = NaO + C.$$

Zusammenfassung. So verschieden auch der äufsere Verlauf der Reduktionsprozesse erscheinen mag — je nach den Aggregatzuständen und der Flüchtigkeit der betreffenden Substanzen — so durchaus gleichartig ist doch in allen Fällen der chemische Vorgang, wie folgende Zusammenstellung zeigt:

Zu reduzierendes Oxyd (*RO*)	Reduktions-mittel (*X*)		Reduktionsprodukt (*R*)	Neues Oxyd (*RO*)
I. *CuO* (fest)	+ *H* (gasf.)	=	*Cu* (fest) bleibt am Ort	+ *HO* (dampff.) entweicht.
II. *FeO* (fest)	+ *H* (gasf.)	=	*Fe* (fest) desgl.	+ *HO* (dampff.) desgl.
III. *PbO* (fest)	+ *C* (fest)	=	*Pb* (fest) desgl.	+ *CO* (gasf.) desgl.
IV. *AsO* (flücht.)	+ *C* (fest)	=	*As* (flüchtig) sublimiert	+ *CO* (gasf.) desgl.
V. *HO* (flüssig)	+ *K* (fest)	=	*H* (gasf.) entweicht	+ *KO* (fest) bleibt am Ort.
VI. *CO* (gasf.)	+ *K* (fest)	=	*C* (fest) bleibt am Ort	+ *KO* (fest) bleibt am Ort.

In den drei ersten Fällen I, II und III bleibt also nur das Reduktionsprodukt an dem Orte, wo es entsteht, während das neue Oxyd entweicht; im Falle IV entweicht auch das Reduktionsprodukt, wird aber unter den Versuchsbedingungen, wenig entfernt vom Orte, zurückgehalten; im Falle V entweicht das Reduktionsprodukt vollständig, während das

neue Oxyd zurückbleibt, gelöst in Wasser und nur durch Reagenzien zu erkennen; im Falle VI endlich bleiben beide, das Reduktionsprodukt und das neue Oxyd, gemengt mit einander, am Orte im festen Zustande zurück.

So stellt sich also der äufsere Vorgang bei diesen sechs Reduktionsprozessen in der That in sehr verschiedener Weise dar. Der chemische Verlauf derselben ist aber überall der gleiche: Das Reduktionsmittel stellt sich an den chemischen Ort des Reduktionsproduktes, und dieses wird frei. Übrigens ist auch zu beachten, dafs überall zwei chemische Prozesse neben einander verlaufen: Eine Oxydation des Reduktionsmittels X und eine Reduktion des Oxydes RO.

35. Die Reduktionsprozesse sind von der allerhöchsten technischen Wichtigkeit, weil sie dazu dienen, die unedeln Metalle aus den Erzen darzustellen (Metallurgie[1] oder Hüttenkunde[2]).

Eisenreduktions- oder **Hochofenprozefs.** Der Hochofen (Figg. 59 u. 60) ist ein Schachtofen: oben die Gicht, *o*, zum Einschütten der Materialien, darunter der Schacht, an der weitesten Stelle Kohlensack genannt. Der nach unten sich verengende Teil ist die Rast, der enge Teil das Gestell, *e*, darunter der Herd, *n*, geschlossen durch den Wallstein, *u*, dem gegenüber der Tümpelstein, *s*, zwischen Wallstein und Tümpelstein die offene Brust. In das Gestell mündet die Düse, *r*, zum Einblasen der Luft.

Man heizt den Hochofen mit Koks an und beschickt ihn durch die Gicht mit abwechselnden Schichten von Erz (Eisenoxyd gemengt mit thonerde-, kalk- und kieselerdehaltigem Material, sogenannte Zuschläge) und Koks und giebt durch die Düsen Gebläsewind. Das geschmolzene Eisen fliefst durch das Gestell in den Herd; gleichzeitig bilden sich aus den Zuschlägen Schlacken, welche das flüssige Metall bedecken und vor Oxydation beschützen. Diese werden durch die offene Brust abgezogen und fliefsen über die Schlackentrift ab. Ist der Herd mit Eisen gefüllt, so sticht man dieses ab und läfst es in mit Sand gefüllte Kanäle fliefsen.

a. Das gewonnene Eisen heifst Roheisen, es enthält 2,5—5,8 Proz. Kohlenstoff und aufserdem noch im ganzen etwa 5 Proz. Silicium, Schwefel Phosphor, mitunter auch Arsen; durch den Kohlenstoffgehalt wird es bei Gebläsehitze schmelzbar, ist nach dem Erkalten spröde und sehr hart; läfst sich nicht schweifsen. Wird es umgeschmolzen und in Formen gegossen, so heifst es Gufseisen.

b. Soll es in Schmiedeeisen (Schweifseisen) verwandelt werden, so mufs man ihm alle fremden Bestandteile entziehen. (Der Kohlenstoff macht das Eisen spröde, der Schwefel rotbrüchig, der Phosphor kaltbrüchig.) Dies geschieht durch abermaliges Schmelzen unter Einwirkung von Luft, durch deren Sauerstoff sowohl der Kohlenstoff als auch die übrigen Beimengungen oxydiert, also beseitigt werden. Das Schmiedeeisen ist nicht mehr spröde, sondern zähe, dafür aber auch weniger hart und schwieriger schmelzbar. Die

1) griech. μεταλλουργειν (*metallurgein*) (von μέταλλον [*métallon*], Metall Erz, und ἔργειν [*érgein*], darstellen, bereiten), also: Verarbeitung der Erze zu Metallen. — 2) Hütten heifsen die ursprünglich sehr einfachen, jetzt nicht selten sehr grofsartig angelegten Stätten, in denen die metallurgischen (hüttenmännischen) Arbeiten ausgeführt werden.

Oxydation der fremden Beimengungen geschieht entweder durch Zuführen von Gebläseluft auf offenen Herden (Frischprozeſs) oder in Flammenöfen unter fortwährendem Rühren (Puddlingsprozeſs)[1]. Da hierbei der Schmelzpunkt des Eisens infolge der fortschreitenden Entkohlung allmählich steigt, so wird die Masse immer zähflüssiger und bildet zuletzt einen teigigen Klumpen (Luppe), den man zuletzt im weiſsglühenden Zustande durch Hammer und Walze zu Stangen von verschiedenem

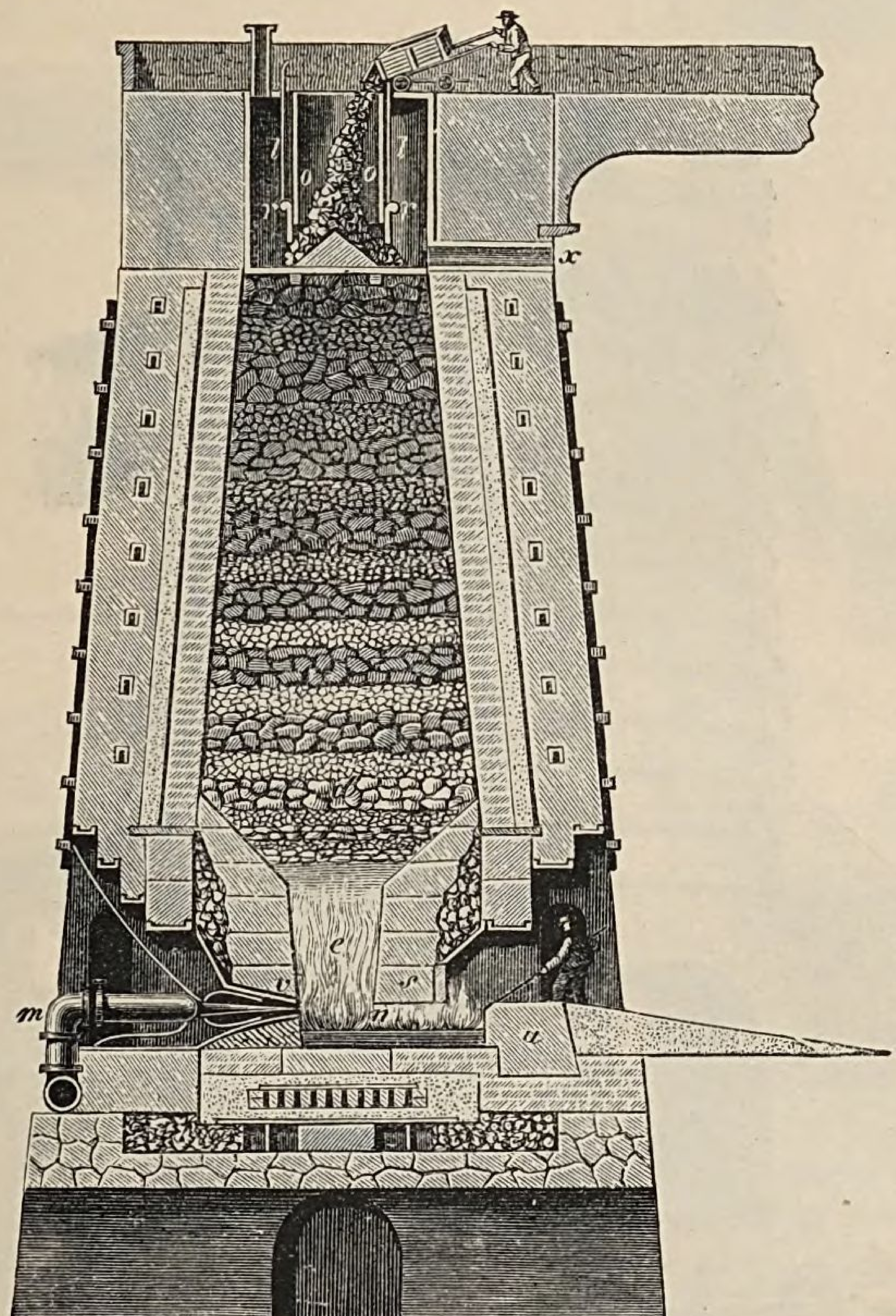


Fig. 59. Hochofen (Durchschnitt).

Querschnitt und verschiedener Dicke formt (Rundeisen ○, Quadrateisen □, Winkeleisen L, T-Eisen ⊥, Bandeisen —, Schiene ∩).

Durch Verbesserung der Puddelöfen ist es in neuerer Zeit gelungen, die Temperatur so hoch zu steigern, daſs das Puddeleisen geschmolzen bleibt und nachher gegossen werden kann (Fluſseisen). — Man kann dem Guſseisen (fertig gegossenen Gegenständen) den Kohlenstoff zum gröſsten Teil auch dadurch entziehen, daſs man die Gegenstände in gepulverten

1) engl. *to puddle*, rühren.

Roteisenstein (Eisenoxyd) packt und längere Zeit (6—8 Tage) einer starken Glühhitze aussetzt. Hierdurch wird der Kohlenstoffgehalt auf 0,2 bis 0,15 % vermindert, und solche Gegenstände lassen sich dann schmieden (schmiedbarer Gufs).

c. Stahl ist Eisen mit einem sehr geringen Kohlenstoffgehalt 0,6—1,2 %) und frei von allen übrigen Beimengungen. Er wird entweder aus Roheisen durch Oxydation (Frischstahl, Puddelstahl, Flufsstahl,

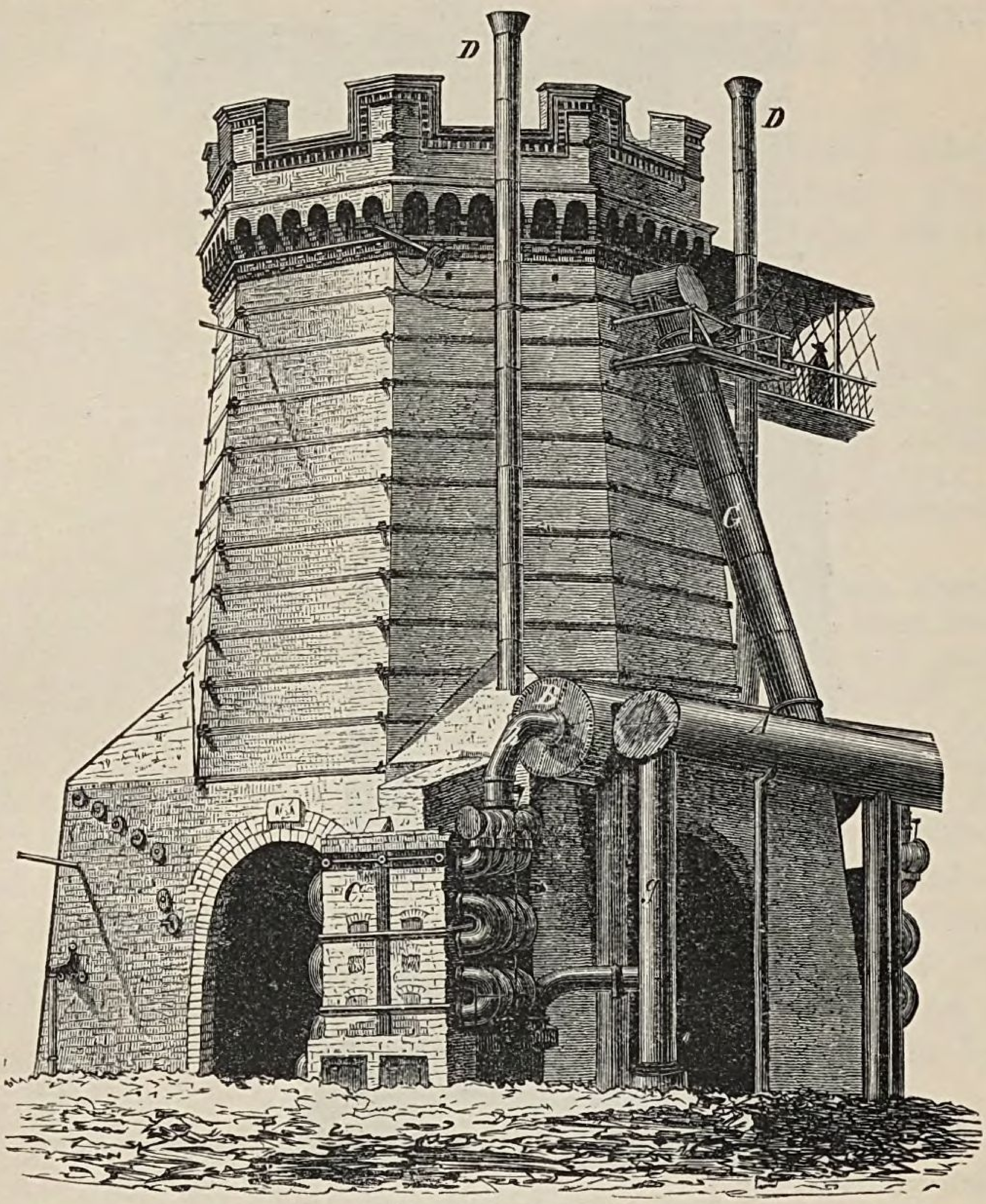


Fig. 60. Hochofen.

Bessemerstahl) oder aus Schmiedeeisen durch nachträgliche Kohlung (Cementstahl) gewonnen. Gufsstahl ist Frisch- oder Puddelstahl, der nachträglich nochmals in Tiegeln umgeschmolzen wird.

Der geringe Kohlenstoffgehalt des Stahls bedingt es, dafs er sich einerseits wie Schweifseisen schmieden läfst und andererseits fähig ist, eine grofse Härte anzunehmen, wenn man ihn glühend macht und dann durch Eintauchen in eine Flüssigkeit rasch abkühlt (Härten des Stahls). Hierbei erlangt er indes zugleich eine mehr oder weniger grofse Sprödigkeit, die man ihm durch nachträgliches gelindes Erwärmen bis zum Auftreten der Anlauffarben (von gelb bis blau) wieder benehmen kann (Adoucieren, Tempern oder Anlassen des Stahls).

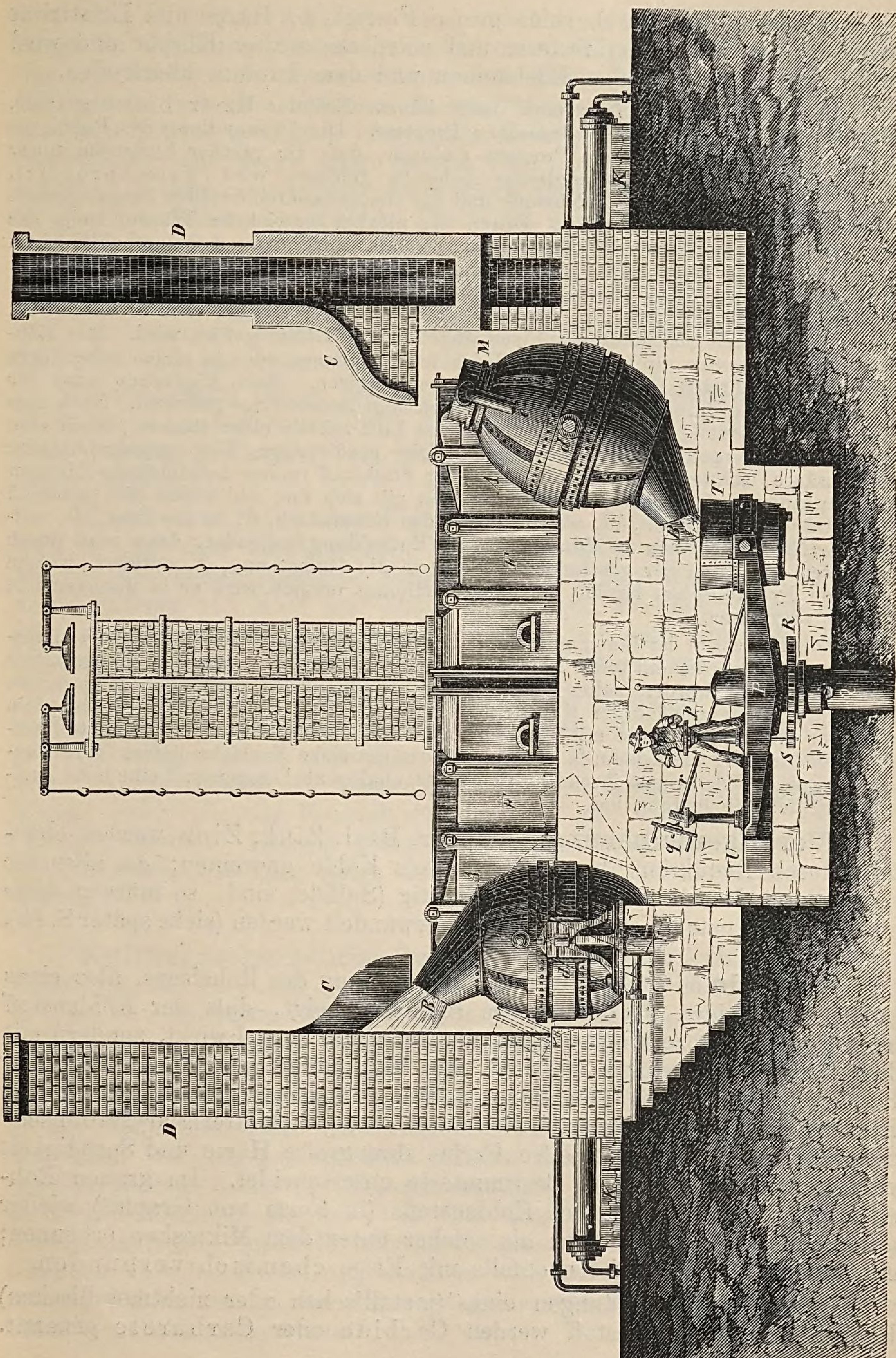


Fig. 61. Bessemerprozefs.

Der Stahl ist durch seine grofse Festigkeit, Härte und Elastizität ausgezeichnet: er ist der festeste und elastischste aller Körper und wird in der Härte nur von den Edelsteinen und dem Iridium übertroffen.

Bessemerprozefs (sogenannt nach seinem Erfinder Henry Bessemer 1855), einer der grofsartigsten hüttenmännischen Prozesse. Die Umwandlung des Roheisens in Stahl geschieht bei diesem Prozesse dadurch, dafs ein rascher Luftstrom unter starker Pressung durch geschmolzenes Roheisen geblasen wird (Frischprozefs), wobei der gröfste Teil des Kohlenstoffs und die obengenannten fremden Beimengungen in kurzer Zeit verbrannt werden. Durch die hierbei entwickelte Wärme steigt die Temperatur bis zu höchster Weifsglühhitze, so dafs selbst das nahezu entkohlte Eisen noch geschmolzen bleibt. Der hierzu dienende Apparat hat eine birnenförmige Gestalt (Bessemerbirne oder Konverter) und hängt, um zwei starke Axen drehbar, freischwebend in der Luft (Fig. 61). Er ist von solcher Gröfse, dafs er durch 150, bezw. 200 Zentner geschmolzenes Eisen ungefähr zur Hälfte gefüllt wird. Das Roheisen wird entweder direkt aus dem Hochofen genommen oder in einem neben dem Konverter errichteten Flammenofen, *F*, umgeschmolzen. Beim Eingiefsen wird der Konverter in die durch die punktierten Linien angedeutete Lage gebracht. Nach dem Aufrichten beginnt sogleich das Einblasen von Luft mittels einer starken, durch eine Dampfmaschine getriebenen Luftpumpe. Die gasförmigen Verbrennungsprodukte (Kohlensäure, schweflige Säure etc.) und der Stickstoff reifsen beträchtliche Mengen verbrennender, funkensprühender Eisenteilchen mit sich fort und bilden eine blendend leuchtende feurige Garbe, *B*, welche durch das Schutzdach, *C*, in die Esse, *D*, entweicht. Nach höchstens 20 Minuten ist die Entkohlung vollendet, dann wird durch Umkehren der Birne der geschmolzene Stahl in die Gufspfanne, *T*, entleert, welche an einem hydraulischen Krahn, *P*, hängt. Hieraus endlich wird er in untergesetzte Formen abgelassen.

Der Konverter ist innen mit einer dicken Schicht von feuerfestem Material ausgefüttert; letzteres ist entweder Thon (saueres Futter) oder, wenn phosphorhaltige Erze verarbeitet werden sollen (nach einer Erfindung des englischen Metallurgen Thomas), ein magnesiahaltiger Kalkstein (basisches Futter), welcher die aus dem Phosphor (der in der Birne mit sauerem Futter nicht zu entfernen ist) gebildete Phosphorsäure anzieht und dadurch eine phosphorsäurereiche Schlacke liefert (Thomasschlacke), welche wegen ihres Phosphorsäuregehaltes als Düngemittel eine hohe landwirtschaftliche Bedeutung hat.

Verallgemeinerung. Kupfer, Blei, Zink, Zinn werden ebenfalls durch Reduktion ihrer Erze mittels Kohle gewonnen; da aber die Erze dieser Metalle meist schwefelhaltig (Sulfide) sind, so müssen diese zuvor in geeigneter Weise in Oxyde umgewandelt werden (siehe später S. 83).

Carbide oder **Carburete.** Die Bildung des Roheisens, also eines kohlenstoffhaltigen Produktes, im Hochofen zeigt, dafs der Kohlenstoff beim Hochofenprozefs nicht allein als Reduktionsmittel wirkt, sondern mit dem Reduktionsprodukte zugleich eine Verbindung eingeht. Das weifse Roheisen ist in der That eine wahre chemische Verbindung des Kohlenstoffs mit Eisen, welche sich durch ihre grofsblätterig krystallinische Struktur, durch ihre zinnweifse Farbe, ihre grofse Härte und Sprödigkeit vom reinen Eisen auf das Bestimmteste unterscheidet. Im grauen Roheisen ist zwar ein Teil des Kohlenstoffs (in Form von Graphit) wieder ausgeschieden und läfst sich als solcher unter dem Mikroskop erkennen; ein anderer Teil aber ist ebenfalls mit Eisen chemisch verbunden.

Derartige Verbindungen eines (metallischen oder nichtmetallischen) Elementes mit Kohlenstoff werden Carbide oder Carburete genannt.

Das Eisencarbid, wie es im Roheisen und Stahl vorliegt, war lange Zeit hindurch die einzige technisch wichtige Verbindung dieser Art, die man kannte. In neuester Zeit ist es aber unter Anwendung höherer Hitzegrade, wie sich solche z. B. vermittelst des elektrischen Glühofens erzeugen lassen, gelungen, eine ganze Reihe bisher unbekannter Carbide darzustellen, von denen einige bereits wegen ihrer bemerkenswerten Eigenschaften wichtige praktische Anwendung gefunden haben. Ihre Bildung ist in allen Fällen die gleiche: Ein Oxyd wird in gepulvertem Zustande mit fein gestofsener Kohle (Koks) gemischt und im elektrischen Ofen Strömen von 1000 und mehr Ampère und 80—100 Volt ausgesetzt, wobei unter Schmelzen des Oxyds die Reduktion desselben durch C erfolgt, und das reduzierte Element sich zugleich mit einem anderen Teile des C verbindet und das entsprechende Carbid bildet.

Hauptsächlich durch die Bemühungen des französischen Chemikers Moissan ist eine gröfsere Zahl derartiger Metall- und Metalloidcarbide bekannt geworden, von denen hier nur folgende zwei Erwähnung finden mögen.

Calciumcarbid, eine Verbindung von Calcium mit Kohlenstoff, wird in der eben beschriebenen Weise aus Kalk und Koks dargestellt. Es hat die bemerkenswerte Eigenschaft, sich mit Wasser zu zersetzen unter Bildung von Kalk und einer gasförmigen Verbindung von Kohlenstoff mit Wasserstoff, Acetylen, welche mit sehr stark leuchtender Flamme verbrennt. Näheres hierüber siehe: Organische Chemie.

Siliciumcarbid. Eine Verbindung des Siliciums mit Kohlenstoff; wird in der oben genannten Weise dargestellt, indem man ein Gemenge von Kieselsäure (Sand) und Koks der Hitze des elektrischen Ofens aussetzt. Ausgezeichnet ist dieses Carbid durch seine sehr beträchtliche Härte, welche die des Korunds (*9*) übertrifft und fast der des Diamants (*10*) gleichkommt. Hierauf gründet sich seine technische Anwendung als Schleifmaterial, welches unter dem Namen *Carborundum* in den Handel kommt.

Kulturgeschichtliche Bedeutung der Reduktionsprozesse. Früher (S. 34) ist gezeigt worden, dafs der mineralische oder anorganische Teil der starren Erdrinde bis zu einer grofsen Tiefe hinab, überhaupt soweit wir sie kennen, seiner Hauptmasse nach aus Oxyden unedler (leichter und schwerer) Metalle und des Siliciums besteht. Wir leben auf einem durchaus verbrannten Boden. Nur wenige Elemente kommen in der Natur im freien Zustande vor: aufser Sauerstoff und Stickstoff und edlen Metallen nur spärliche Mengen einiger Metalloide und weniger unedler Metalle (siehe die Zusammenstellung der wichtigsten Mineralien im dritten Abschnitt, Kapitel VI u. VII). Die meisten Elemente würden uns deshalb in freiem Zustande unbekannt sein, und namentlich würde unsere Kenntnis von den Metallen, wenn sie sich auf die wenigen beschränken müfste, welche sich in der Natur im gediegenen Zustande vorfinden, eine äufserst unvollkommene sein.

Es unterliegt nicht dem mindesten Zweifel, dafs dieser Zustand der anorganischen Natur seit der Bildung der starren Erdrinde ein dauernder war und auch in Zukunft ein dauernder bleiben wird. Denn im Mineralreich sind alle chemischen Kräfte gebunden, und infolgedessen kann sich kein Oxyd von selbst reduzieren; was einmal verbrannt ist, bleibt verbrannt im Mineralreich. Nur durch Mitwirkung einer fremden Energie (Wärme, stärkere Verwandtschaft oder Elektrizität) können, wie wir sahen, die Oxyde ihres Sauerstoffes wieder beraubt und die Elemente in den freien Zustand zurückgeführt werden. Wir sahen ferner, dafs die Verbrennungswärme der Kohle, verbunden mit der stärkeren Verwandtschaft des glühenden Kohlenstoffes, wohl im Stande ist, eine solche Wirkung auszuüben. Nun lagern zwar im Mineralreich ungeheure Kohlenmassen vergraben, umgeben von Oxyden. Trotzdem läfst sich leicht übersehen, dafs sich die bestimmten Bedingungen, welche nötig sind, um Metalle, wie z. B. Eisen, mit Hilfe von Kohle in erheblichen Massen zu reduzieren (Hochofen!), in der leblosen Natur nicht von selbst realisieren können, und dafs es nur unter Mitwirkung des Menschen, welcher in zielbewufster Weise diese Bedingungen schafft, möglich geworden ist, die Metalle aus ihren Erzen frei zu machen.

Hierin liegt die kulturgeschichtliche Bedeutung der Reduktionsprozesse. Denn die Metalle sind die wichtigsten Faktoren in der Kulturgeschichte des Menschengeschlechts. Erst nachdem er sie darzustellen und benutzen gelernt hat, ist der Mensch zur vollen Herrschaft über die besser bewehrte Tierwelt und über die Naturkräfte gelangt. Ohne sie würden wir zweifellos nicht über die Kulturstufe der Steinzeit hinausgekommen sein.

Oxydation und Reduktion in der organischen Natur.

Auch in der Natur der Lebewesen ist der freie Sauerstoff der Atmosphäre fortwährend thätig, um die brennbare Substanz der organischen Wesen in Oxyde zu verwandeln (rasche und langsame Verbrennung von Pflanzen- und Tiersubstanz, Atmung, Vermoderung, Verwesung). Das Ende würde sein, dafs alles, was brennbar ist, verbrennen und die organische Welt mit der Zeit ihrem Untergange entgegengeführt werden müfste, — wenn hier die Verhältnisse eben so lägen, wie im Mineralreich.

Dem ist aber nicht so!

Im Gegenteil walten im Pflanzenreich Kräfte, welche der Oxydation entgegenarbeiten und das durch den Sauerstoff Verbrannte immer wieder in brennbare Substanz verwandeln.

Einen näheren Einblick in diese Verhältnisse gewährt die Organische Chemie (s. deren dritten Abschnitt: Physiologische Chemie), doch möge einiges hier immer vorausgenommen werden.

Alle Pflanzen und Pflanzenteile enthalten, wie wir gesehen haben (S. 22), Kohlenstoff. Das organische Leben scheint also an diesen gebunden zu sein. Er allein aber bildet den Körper der Pflanzen nicht, sondern

bedarf zum Aufbau desselben noch drei anderer Elemente; Wasserstoff, Sauerstoff und Stickstoff. Die Quelle des Kohlenstoffes ist für die Pflanze ausschliefslich die atmosphärische Kohlensäure, welche sie durch feine Öffnungen ihrer Blattorgane in sich aufnimmt und unter dem Einflusse von Licht (Sonne), Feuchtigkeit und Wärme in die zahllosen, mannigfaltigen und verschiedenartigen Substanzen, aus denen ihr Körper besteht, umwandelt. Da diese alle, ohne Ausnahme, ärmer an Sauerstoff sind als die Kohlensäure, einige sogar gar keinen Sauerstoff enthalten, so mufs sich die Pflanze des Überschusses entledigen, der nun durch dieselben Öffnungen, durch welche die Kohlensäure eingesogen wurde, wieder ausgeschieden und der Atmosphäre einverleibt wird.

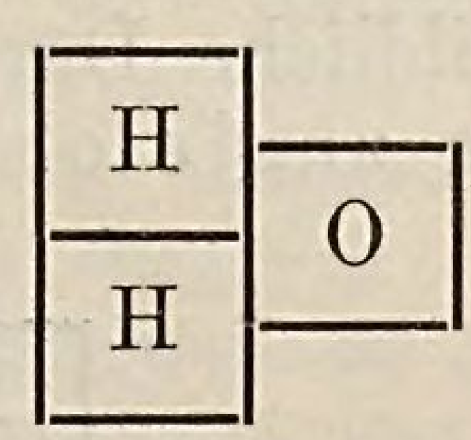
Diese Rückbildung brennbarer Substanz aus verbrannter ist also ein natürlicher Reduktionsprozefs, welcher der Oxydation durch den freien Sauerstoff der Luft das Gleichgewicht hält und dadurch einen dauernden Fortbestand des organischen Lebens ermöglicht.

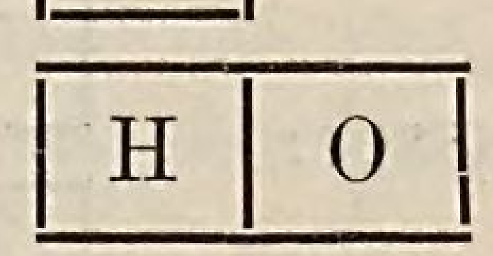
3. Reduktionen (Spaltung) durch Elektrizität (Elektrolyse).

36. Versuch [T. § 110]. Man leite durch einen zweischenkeligen, mit angesäuertem Wasser gefüllten Zersetzungsapparat einen starken elektrischen Strom (Fig. 62, 63 oder 64). Am positiven Pol entwickelt sich Sauerstoff, am negativen Wasserstoff im Volumverhältnis von 1 : 2.

Versuch [T. § 111]. Man fülle einen Apparat ähnlicher Art mit wässeriger Salzsäure und leite einen elektrischen Strom hindurch (Fig. 65). Am positiven Pol entwickelt sich Chlor, am negativen Wasserstoff, beide im Volumververhältnis von 1 : 1.

Ergebnis. Wasser und Salzsäure werden durch den elektrischen Strom in ihre Elemente gespalten. In beiden Fällen entwickelt sich der Wasserstoff am negativen Pol; der Sauerstoff, resp. das Chlor tritt immer am positiven Pol auf. Die Volumverhältnisse sind:

$H : O = 2 : 1$ oder bildlich 

$H : Cl = 1 : 1$ „ „ 

Hieraus folgt: Im Wasser ist 1 Volum Sauerstoff mit 2 Volumen Wasserstoff, in der Salzsäure 1 Volum Chlor mit 1 Volum Wasserstoff verbunden. Oder: der Sauerstoff verbindet sich mit dem doppelten Volum Wasserstoff zu Wasser; Chlor mit dem gleichen Volum Wasserstoff zu Salzsäure.

Von den Volumverhältnissen kann man leicht mit Hilfe des spezifischen Gewichts von Sauerstoff (1,1088), Chlor (2,46) und Wasserstoff (0,0693) zu den Gewichtsverhältnissen gelangen. Es berechnet sich

daraus, dafs 1 Volum O 16-mal, und 1 Volum Cl 35,5-mal so schwer ist, als 1 Volum H:

$$0{,}0693\ H : 1{,}1088\ O = 1\ H : 16\ O$$
$$0{,}0693\ H : 2{,}46\ Cl = 1\ H : 35{,}5\ Cl.$$

Demnach haben wir für die Synthese des Wassers, resp. der Salz-

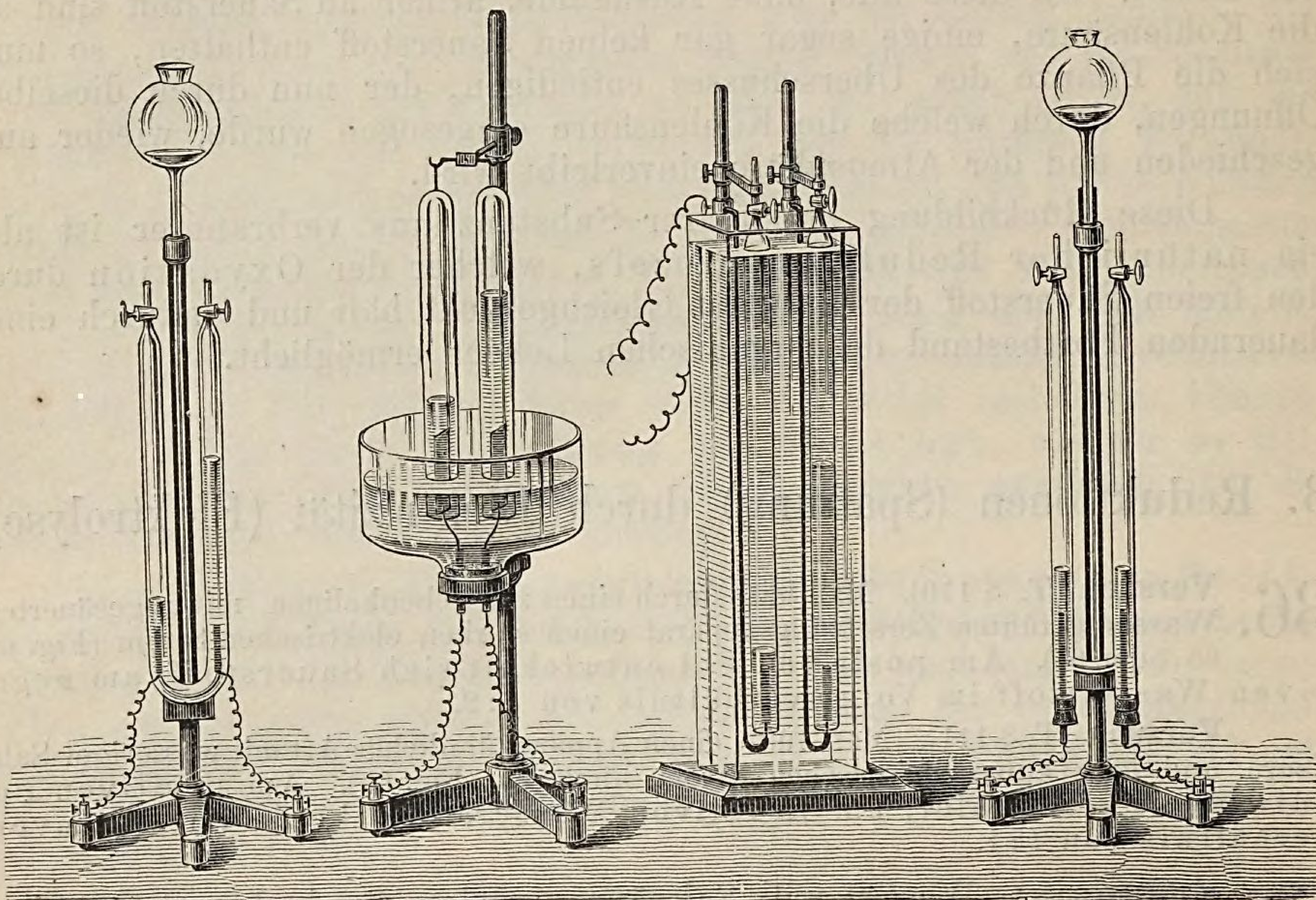
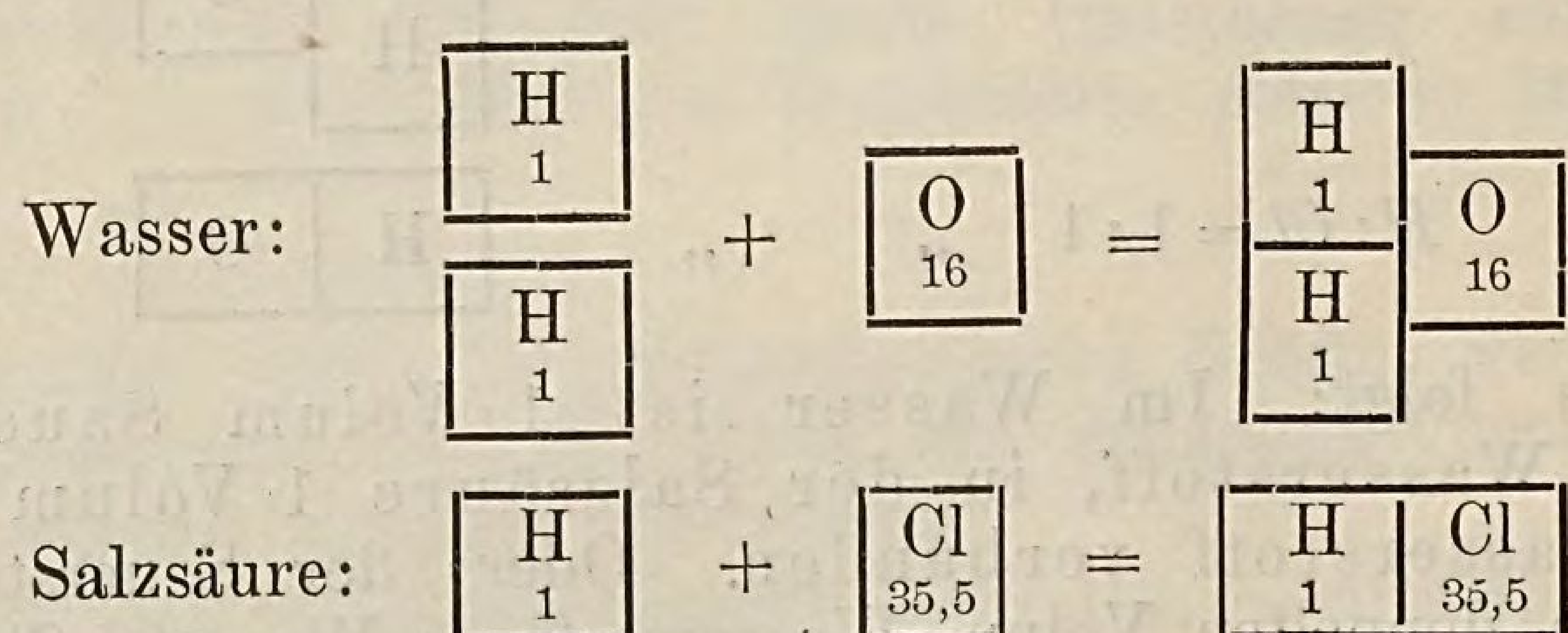


Fig. 62. Fig. 63. Fig. 64. Fig. 65.
Elektrolyse des Wassers und der Salzsäure.

säure folgende bildliche Darstellungen, welche die Volum- und Gewichtszusammensetzung zugleich ausdrücken:



oder, wenn man die Quadrate wegläfst:

$$HH + O = HHO = H_2O$$
$$H + Cl = HCl.$$

Da die Gewichtsmengen weder bei der Verbindung, noch bei der Zersetzung eine Verminderung erleiden können, so folgt, dafs

$$2 \text{ Gew.-Tle. } H + 16\, O = 18 \text{ Gew.-Tle. } H_2O$$
$$1 \text{ Gew.-Tl. } H + 35{,}5\, Cl = 36{,}5 \text{ Gew.-Tle. } HCl$$

sind.

Die zur Bezeichnung der chemischen Elemente dienenden Buchstaben (Symbole) deuten in den obigen Formeln also nicht blofs den Namen an (qualitative Bezeichnung), sondern bezeichnen zu gleicher Zeit auch die Volum-, bezw. Gewichtsmengen, in denen sich die Elemente verbinden (quantitative Bezeichnung), und um dies auch äufserlich auszudrücken, schreiben wir die Symbole von jetzt ab mit aufrecht stehender Schrift.

Ergebnis. Wasser und Salzsäure sind nach festen (konstanten) Gewichts- und Volumverhältnissen zusammengesetzt.

II. Atomlehre.

1. Konstante Verhältnisse.

37. Wasser und Salzsäure sind nach konstanten Gewichts- und Volumverhältnissen zusammengesetzt. Dies war das Hauptergebnis der letzten Versuche. Wenn sich also Wasserstoff mit Sauerstoff, oder Wasserstoff mit Chlor verbindet, so wird für eine bestimmte Menge des einen Elements stets eine bestimmte Menge des anderen verbraucht; was von dem einen oder anderen zuviel ist, bleibt unverbunden übrig. Zahlreiche Versuche haben ergeben, dafs dieses Gesetz auch für alle übrigen Elemente im allgemeinen gilt. Im besonderen aber sind die Verhältnisse für je zwei Elemente andere, d. h. eine jede chemische Verbindung hat zwar eine konstante, aber von derjenigen irgend einer anderen chemischen Verbindung abweichende Zusammensetzung. So verbinden sich z. B.:

16	Gew.-Tle.	Sauerstoff	mit	2	Gew.-Tln.	Wasserstoff	
16	„	„	„	12	„	Kohlenstoff	
16	„	„	„	200	„	Quecksilber	
16	„	„	„	65	„	Zink	
16	„	„	„	63	„	Kupfer	
16	„	„	„	56	„	Eisen	
16	„	„	„	40	„	Calcium	

etc. etc.

Die Verbindung derselben Elemente mit Schwefel und mit Chlor, Brom, Jod etc. würde wieder andere Gewichtsverhältnisse verlangen. Die kaum zu übersehende Mannigfaltigkeit der sich hieraus ergebenden Verhältnisse vereinfacht sich aber in aufserordentlicher Weise, wenn man bei einer Berechnung derselben für die übrigen Elemente diejenigen Zahlen zu Grunde legt, welche bereits für ihre Sauerstoffverbindungen gefunden worden sind. Dann erhält man z. B. für Wasserstoff und Schwefel: 2 Gew.-Tle. Wasserstoff mit 32 Gew.-Tln. Schwefel, und wenn man wiederum von 32 Gew.-Tln. Schwefel ausgeht, so ergiebt sich für die Zusammensetzung der Sulfide folgende Zusammenstellung:

32	Gew.-Tle.	Schwefel	mit 2	Gew.-Tln.	Wasserstoff
32	„	„	„ 200	„	Quecksilber
32	„	„	„ 65	„	Zink
32	„	„	„ 63	„	Kupfer
32	„	„	„ 56	„	Eisen
32	„	„	„ 40	„	Calcium
		etc. etc.			

Sonach erhält man für jedes Element nur **eine** Zahl, nach welcher sich die Verbindungsverhältnisse desselben mit allen übrigen Elementen regeln.

In diesen festen Gewichtsverhältnissen liegt der wichtigste Unterschied der chemischen Verbindungen von den blofs mechanischen Gemengen, oder mit anderen Worten: sobald die Elemente nur mechanisch miteinander gemengt sind, z. B. Sauerstoff mit Wasserstoff, Wasserstoff mit Chlor, gepulvertes Kupfer mit gepulvertem Schwefel etc., sind alle beliebigen Verhältnisse möglich; sobald aber die chemische Verbindung eintritt, nimmt das eine Element von dem anderen stets die ihm zukommende Menge. Diese Thatsache findet ihren Ausdruck in dem:

Gesetz der konstanten Verhältnisse. Wenn sich zwei oder mehrere Elemente miteinander verbinden, so geschieht dies stets nach ganz bestimmten (konstanten) Gewichts- und Volumverhältnissen.

Zur Erklärung dieser eigentümlichen Erscheinung dient die durch Dalton im Jahre 1804—1808 begründete

Atomlehre. Die Elemente bestehen aus kleinsten, nicht weiter teilbaren Teilchen (Atomen[1]), welche eine bestimmte Gröfse und ein bestimmtes Gewicht besitzen und nur mit diesem Gewicht Verbindungen eingehen.

Die Atome sind aufserordentlich klein, jedenfalls viel kleiner, als die auf mechanischem Wege herzustellenden kleinsten Teilchen fester oder flüssiger Körper, und können durch die sinnliche Beobachtung nicht

1) griech. α (*a*) privativum, und τομός (*tomos*), Teil, also: ohne Teil, unteilbar.

wahrgenommen werden, selbst nicht bei stärkster Vergröſserung. Ihre Gewichte werden **Atomgewichte** genannt. Die kleinsten Teilchen zusammengesetzter Körper heiſsen **Moleküle** oder **Molekeln**[1]. Sie sind physikalisch unteilbar, chemisch aber teilbar (in Atome); ihre Gewichte heiſsen **Molekulargewichte**.

Die absoluten Atomgewichte lassen sich nicht direkt bestimmen, weil die Atome nicht isoliert werden können. Die Zahlen der folgenden Tabelle drücken daher nur die **relativen** Atomgewichte aus, wobei man das des Wasserstoffs als Einheit nimmt.

Atomgewichte der wichtigsten Elemente,

abgerundet auf ganze, bezw. zehntel Einheiten.

A. Metalloide		B. Leichte Metalle		C. Schwere Metalle	
I. Sauerstoffgruppe.		VI. Kaliumgruppe.		X. Eisengruppe.	
Sauerstoff, O	16,0	**Kalium**, K	39,0	Chrom, Cr	52,2
Schwefel, S	32,0	**Natrium**, Na	23,0	**Eisen**, Fe	56,0
II. Halogengruppe.		VII. Calciumgruppe.		**Zink**, Zn	65,0
Chlor, Cl	35,5	**Calcium**, Ca	40,0	Mangan, Mn	55,0
Brom, Br	80,0	Barium, Ba	137,0	Kobalt, Co	58,6
Jod, J	127,0	Strontium, Sr	87,5	Nickel, Ni	58,8
Fluor, F	19,0	VIII. Magnesiumgruppe.		Uran, U	240,0
III. Stickstoff- oder Phosphorgruppe.		**Magnesium**, Mg	24,0	XI. Bleigruppe.	
Stickstoff, N	14,0	IX. Aluminiumgruppe.		**Blei**, Pb	207,0
Phosphor, P	31,0	**Aluminium**, Al	27,5	**Quecksilber**, Hg	200,0
Arsen, As	75,0			**Silber**, Ag	108,0
Antimon, Sb	120,0			**Kupfer**, Cu	63,0
IV. Kohlenstoffgruppe.				Wismut, Bi	208,0
Kohlenstoff, C	12,0			Kadmium, Cd	112,0
Bor, B	11,0			XII. Zinngruppe.	
Kiesel, Si	28,0			**Zinn**, Sn	118,0
V. Wasserstoffgruppe				**Gold**, Au	196,0
Wasserstoff, H	1,0			Platin, Pt	194,0

Da die Atome zwar sehr klein, aber nicht unendlich klein sind, so müssen sie auch ein bestimmtes Volum haben (**Atomvolum**), ebenso die Moleküle (**Molekularvolum**). Nun aber ist, wie die Er-

1) lat. *moles*, die Masse; davon das Diminutivum *moleculum*, das Massenteilchen.

fahrung lehrt, das Volum der Körper nicht unwandelbar, sondern verändert sich unter verschiedenen Einflüssen (Wärme und Druck). Die Atomlehre erklärt dies dadurch, daſs bei diesen Veränderungen nicht die Gröſse der Atome selbst, sondern nur ihre Entfernung sich ändert.

2. Vielfache Verhältnisse oder multiple Proportionen.

38. Die Atomlehre schlieſst die Möglichkeit nicht aus, daſs bei der Verbindung zweier Elemente sich auch mehrere Atome des einen mit einem oder mehreren Atomen des anderen vereinigen können.

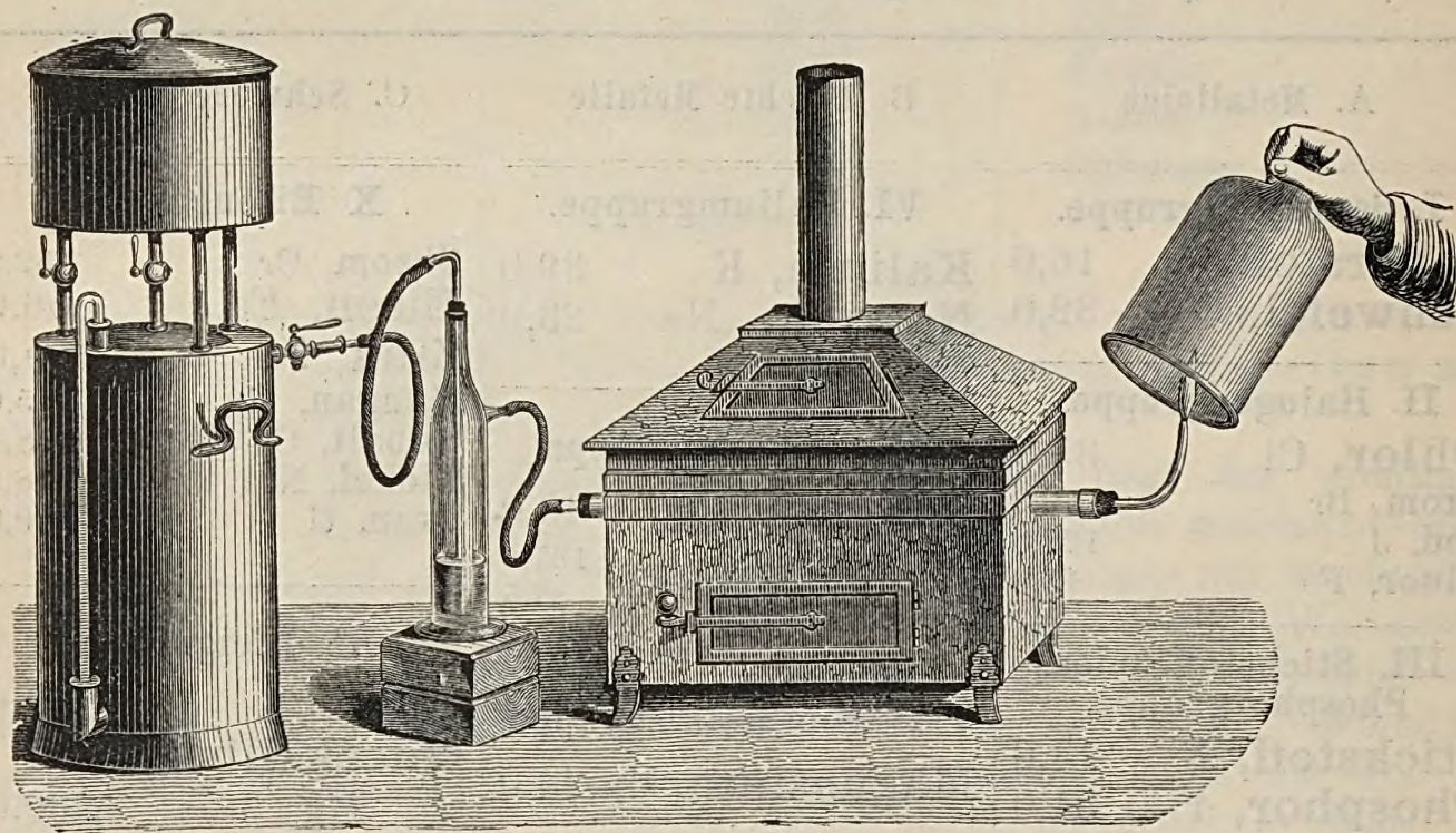


Fig. 66. Unvollkommene Verbrennung des Kohlenstoffs.

Durch die Ergebnisse der Elektrolyse erkannten wir bereits, daſs 1 Atom Sauerstoff sich mit 2 Atomen Wasserstoff verbinden muſs. Hieraus würde folgen, daſs zwischen zwei Elementen im allgemeinen mehrere Verbindungen existieren können; in der That lehrt die Erfahrung, daſs dies sehr häufig der Fall ist.

Versuch [T. § 113]. Man fülle ein Porzellanrohr ganz mit Kohlestücken, erhitze es seiner ganzen Länge nach zum Glühen und leite einen langsamen Strom Sauerstoff hindurch. Das austretende Gas bringe man mit einem brennenden Span in Berührung. Es entzündet sich und brennt mit bläulicher, schwach leuchtender Flamme, während eine darüber gehaltene, inwendig mit Kalkwasser ausgeschwenkte Glasglocke sich mit einem weiſsen Beschlage bedeckt (Fig. 66).

Ergebnis. Das Gas, welches entweicht, kann weder Sauerstoff, noch Kohlensäure sein, es kann aber nur aus Sauerstoff und Kohlenstoff bestehen und liefert beim Verbrennen (wie der Niederschlag in der Glocke zeigt) Kohlensäure. Folglich ist es eine chemische Verbindung von Kohlenstoff und Sauerstoff, welche weniger Sauerstoff enthält, als die Kohlen-

säure und deshalb noch brennbar ist. Genaue Versuche haben ergeben, dafs es gerade halb soviel Sauerstoff enthält, als letztere. Man nennt es

Kohlenoxyd. Es entsteht, wie der Versuch zeigt, wenn Kohle bei ungenügendem Sauerstoff- oder Luftzutritt verbrennt. Farbloses, geruchloses Gas, in Wasser unlöslich, giftig, spez. Gew. 0,967, mit blafsblauer Flamme zu Kohlensäure verbrennend.

Das Kohlenoxyd entwickelt sich überall da, wo glühende Kohlen mit zu ihrer vollkommenen Verbrennung ungenügenden Mengen Luft in Berührung kommen, z. B. auf Feuerherden und in Öfen stets dann, wenn der Luftzug beschränkt ist. Da es farblos, geruchlos, geschmacklos ist, so läfst sich seine Gegenwart in der Luft nicht wahrnehmen, wodurch sich wegen seiner Giftigkeit die Gefährlichkeit dieses Gases besonders erhöht. Glücklicherweise tritt es meist, z. B. bei schlecht brennendem Kohlenfeuer, in Gesellschaft übelriechender Gase auf (Kohlendunst).

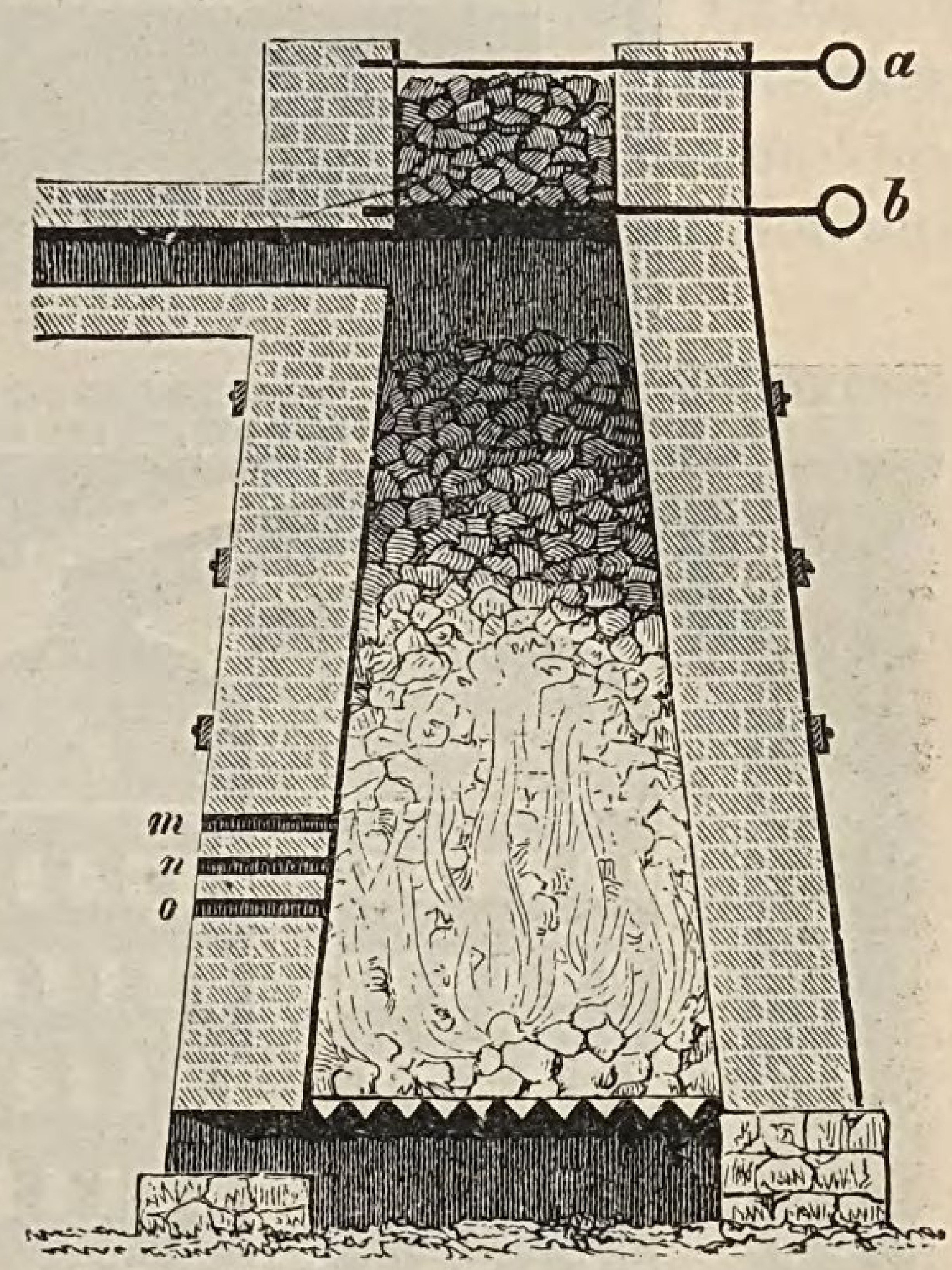


Fig. 67. Generatorofen.

In technischer Beziehung ist das Kohlenoxyd von hoher Wichtigkeit, da es sich sehr leicht darstellen läfst und dann zur Gasfeuerung benutzt werden kann. Hierzu dient der Generatorofen[1] (Fig. 67), ein Schachtofen, in welchem viel Kohle bei beschränktem Luftzutritt verbrennt. Der Luftstrom wird durch Klappen geregelt. Die in der Seitenmauer des Ofens angebrachten Öffnungen dienen zur Beobachtung des Verbrennungsprozesses. Das Nachfüllen des Brennmaterials wird durch zwei übereinander angebrachte Schieber derart bewirkt, dafs kein Gas dabei austreten kann. Dasselbe entweicht durch einen unterhalb der Klappe angebrachten Seitenkanal.

Das Generatorgas ist im wesentlichen ein Gemenge von Kohlenoxyd und Stickstoff; letzterer vermindert die Verbrennlichkeit des Gases, so dafs es sich nur im erhitzten Zustande entzünden läfst. Es mufs deshalb noch warm, wie es aus dem Ofen kommt, verwendet oder unmittelbar vor der Verwendung erhitzt werden. Hierauf beruht der Nutzen der:

Regenerativöfen nach Fr. Siemens. Bei diesen befinden sich zwei grofse unterirdische Räume unterhalb des zu heizenden Ofens (Puddelofen, Glasofen etc.), von denen jeder nochmals in zwei Abteilungen, $R,^1$ R^2, R^3, R^4, geteilt ist (Fig. 68). Alle vier Abteilungen sind durch feuerfeste Steine so ausgemauert, dafs reichliche Zwischenräume zwischen diesen bleiben, welche den Gasen freien und ungehinderten Durchzug gestatten. Durch G^1 tritt Generatorgas in die Kammer R^2, durch L^1 Luft in die Kammer R^1 ein. Beide mischen sich im Kanal *a*, entzünden sich und gelangen in den Ofenraum *O*. Die heifsen Verbrennungsgase treten durch den Kanal *a'* in die Kammern R^3 und R^4, welche sie bis zum Glühen erhitzen, und ziehen schliefslich durch die Esse ab. Nach einiger Zeit werden Gas- und Luftstrom umgestellt, so dafs der Eintritt derselben durch L^2 und G^2 erfolgt u. s. f.

1) lat. *generare*, hervorbringen, erzeugen; *generator*, der Erzeuger, also hier: Gaserzeuger.

Wassergas. Bläst man statt Luft Wasserdampf durch die glühenden Kohlen des Generatorofens, so wird jener in H und O zersetzt; O verbindet sich mit C zu Kohlenoxyd, und der H wird frei. Das Gas ist also ein Gemenge von zwei brennbaren Gasen, H und CO. Es heifst Wassergas und hat einen bedeutend höheren Brennwert, als das gewöhnliche Generatorgas.

Das Generatorgas und das Wassergas finden vornehmlich nur in der Technik eine ausgedehnte Anwendung. Sie würden auch für häusliche Zwecke (zum Kochen und Heizen) mit Vorteil zu verwenden sein, wenn sie wegen ihres hohen Kohlenoxydgehaltes nicht äufserst gefährlich wären

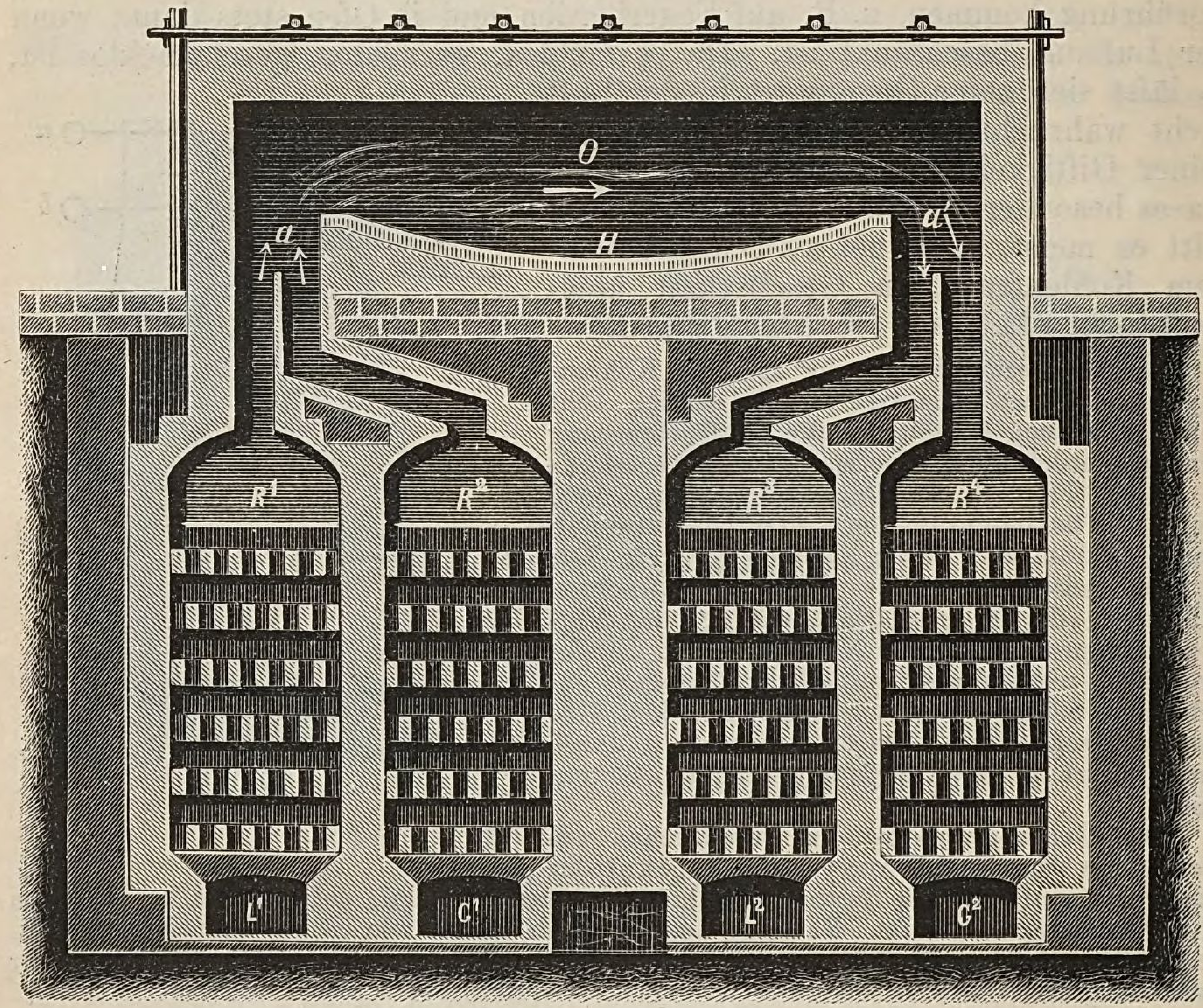


Fig. 68. F. SIEMENS'scher Regenerativofen.

Die quantitative Analyse hat ergeben, dafs
das Kohlenoxyd 12 Gew.-Tle. (1 Atom) C + 16 Gew.-Tle. (1 Atom) O enthält
die Kohlensäure 12 „ (1 Atom) C + 32 „ (2 Atome) O „ ,
was sich durch die Formeln

$$\underset{\text{Kohlenoxyd}}{CO} \qquad \underset{\text{Kohlensäure}}{CO_2}$$

ausdrücken läfst.

Gesetz der vielfachen Verhältnisse oder multiplen Proportionen: Wenn sich zwei Elemente in mehr als einem Ver-

hältnis miteinander verbinden, so geschieht dies stets so, dafs die Gewichtsmengen des einen, welche sich mit einer bestimmten Gewichtsmenge des anderen verbinden, untereinander in einem meist sehr einfachen Verhältnis stehen.

Dies ist eine einfache Konsequenz der Atomlehre.

3. Benennung der vielfachen binären Verbindungen.

39. Zur Unterscheidung der vielfachen Oxyde, Sulfide und Chloride eines und desselben Elements bedient man sich deutscher, lateinischer oder griechischer Präpositionen und Zahlwörter, die man den Namen vorsetzt, oder gewisser Abänderungen der Endsilben, wie sich aus der folgenden Zusammenstellung ergiebt.

Gewöhnliche Oxyde heifsen . . .	*-oxyde.*
Niedrigere Oxyde	*-oxydule.*
Höhere Oxyde	*-superoxyde* oder *-peroxyde.*
Gewöhnliche Säuren	*-säuren.*
Niedrigere Säuren	*-ige Säuren.*
Höhere Säuren	*Über . . . -säuren.*
Zur genauen Unterscheidung hat	
man noch die Ausdrücke . . .	*Unter . . . -säuren.*
und . . .	*Unter . . . -ige Säuren.*
Niedere Sulfide heifsen	*-sulfüre.*
Gewöhnliche Sulfide	*-sulfide.*
Höhere Sulfide	*-supersulfide* oder *-persulfide.*
Niedere Chloride heifsen	*-chlorüre* (oder *-ochloride,* z. B. *Eisenchlorür* oder *Ferrochlorid*).
Gewöhnliche Chloride	*-chloride* (oder) *-ichloride,* z. B. *Eisenchlorid* oder *Ferrichlorid*).
Höhere Chloride	*-superchloride* oder *-perchloride.*

Statt „*super*“ wird auch „*hyper*“ oder „*per*“, statt „*unter*“ „*hypo*“ gesagt.

Bei den Oxyden, Sulfiden und Chloriden zählt man auch wohl die Sauerstoff-, bezw. Schwefel- und Chloratome und sagt:

Monoxyd, Dioxyd, Trioxyd, Tetroxyd, Pentoxyd,
Monochlorid, Dichlorid, Trichlorid, Tetrachlorid, Pentachlorid,
Monosulfid, Disulfid, Trisulfid, Tetrasulfid, Pentasulfid,

oder bedient sich statt dessen der deutschen Zahlwörter:

Einfach-, Zweifach-, Dreifach-, Vierfach-, Fünffach-.

Tabelle der wichtigsten Oxyde, Sulfide und Chloride.

Oxyde		Sulfide		Chloride	
SO_2	Schwefeldioxyd. (Schweflige Säure).	—		S_2Cl_2	Schwefelchlorür.
SO_3	Schwefeltrioxyd. (Schwefelsäure).	—		SCl_2	Schwefelchlorid.
Cl_2O	Chlormonoxyd.	Siehe Chloride des Schwefels.		—	
Cl_2O_3	Chlortrioxyd.			—	
Cl_2O_4	Chlortetroxyd.			—	
Cl_2O_5	Chlorpentoxyd.[1]			—	
Cl_2O_7	Chlorheptoxyd.[1]			—	
N_2O	Stickstoffoxydul.	—		—	
NO	Stickstoffmonoxyd.	—		—	
N_2O_3	Salpetrige Säure.	—		—	
NO_2	Stickstoffdioxyd.	—		—	
N_2O_5	Stickstoffpentoxyd.	—		—	
P_2O_3	Phosphortrioxyd.	—		PCl_3	Phosphorchlorür.
P_2O_5	Phosphorpentoxyd (Phosphorsäure).	P_2S_5	Phosphorpentasulfid.	PCl_5	Phosphorchlorid.
—		As_2S	Arsenmonosulfid.	—	
As_2O_3	Arsentrioxyd (Arsenige Säure).	As_2S_3	Arsentrisulfid	$AsCl_3$	Arsenchlorür.
As_2O_5	Arsenpentoxyd.	As_2S_5	Arsenpentasulfid.	—	
Sb_2O_3	Antimontrioxyd (Antimonige Säure).	Sb_2S_3	Antimonsulfür.	$SbCl_3$	Antimonchlorür.
Sb_2O_5	Antimonpentoxyd.	Sb_2S_5	Antimonsulfid.	$SbCl_5$	Antimonchlorid.
CO	Kohlenoxyd.	—		—	
CO_2	Kohlendioxyd (Kohlensäure).	CS_2	Schwefelkohlenstoff.	CCl_4	Kohlenstoffchlorid.
B_2O_3	Bortrioxyd (Borsäure).	—		BCl_3	Borchlorid.
SiO_2	Siliciumdioxyd (Kieselsäure).	—		$SiCl_4$	Siliciumchlorid.
H_2O	Wasser.	H_2S	Schwefelwasserstoff.	HCl	Chlorwasserstoff.
H_2O_2	Wasserstoffsuperoxyd.	—		—	
K_2O	Kali (Kaliumoxyd).	K_2S	Einfachschwefelkalium.	KCl	Chlorkalium.
K_2O_2	Kaliumsuperoxyd.	—		—	
Na_2O	Natron (Natriumoxyd.)	Na_2S	Einfachschwefelnatrium.	$NaCl$	Chlornatrium.
Na_2O_2	Natriumsuperoxyd.	—		—	
MgO	Magnesia (Magnesiumoxyd).	—		$MgCl_2$	Chlormagnesium.
CaO	Kalk (Calciumoxyd).	CaS	Schwefelcalcium.	$CaCl_2$	Chlorcalcium.
BaO	Baryt (Bariumoxyd).	BaS	Schwefelbarium.	$BaCl_2$	Chlorbarium.
BaO_2	Bariumsuperoxyd.	—		—	
SrO	Strontian (Strontiumoxyd).	—		$SrCl_2$	Chlorstrontium.

1) Existiert nur in Verbindung mit Wasser oder Metalloiden.

Tabelle der wichtigsten Oxyde, Sulfide und Chloride.

Oxyde	Sulfide	Chloride
Al_2O_3 Thonerde (Aluminiumoxyd).	—	$AlCl_3$ Aluminiumchlorid.[2]
CrO Chromoxydul.	—	$CrCl_2$ Chromchlorür.
Cr_2O_3 Chromoxyd.	—	$CrCl_3$ Chromchlorid.
CrO_3 Chromsäure.	—	—
FeO Eisenoxydul.	FeS Eisenmonosulfid.	$FeCl_2$ Eisenchlorür.
Fe_2O_3 Eisenoxyd (Eisensesquioxyd.	Fe_2S_3 Eisensesquisulfid.	$FeCl_3$ Eisenchlorid.
FeO_3 Eisensäure.	FeS_2 Eisendisulfid.	—
ZnO Zinkoxyd.[1]	ZnS Schwefelzink.	$ZnCl_2$ Zinkchlorid
MnO Manganoxydul.	MnS Manganmonosulfid.	$MnCl_2$ Manganchlorür.
Mn_2O_3 Manganoxyd.	—	$MnCl_3$ Manganchlorid.
MnO_2 Mangansuperoxyd.	MnS_2 Mangandisulfid.	—
MnO_3 Mangansäure.	—	—
Mn_2O_7 Übermangansäure.	—	—
CoO Kobaltoxydul.	CoS Kobaltmonosulfid.	$CoCl_2$ Kobaltchlorür.
Co_2O_3 Kobaltoxyd.	—	$CoCl_3$ Kobaltchlorid.
NiO Nickeloxydul.	NiS Nickelmonosulfid.	$NiCl_2$ Nickelchlorür.
Ni_2O_3 Nickeloxyd.	—	$NiCl_3$ Nickelchlorid.
Pb_2O Bleisuboxyd.	—	—
PbO Bleioxyd.	PbS Schwefelblei.	$PbCl_2$ Bleichlorid.
PbO_2 Bleisuperoxyd.	—	—
Hg_2O Quecksilberoxydul.	Hg_2S Quecksilbersulfür.	Hg_2Cl_2 Quecksilberchlorür.
HgO Quecksilberoxyd	HgS Quecksilbersulfid.	$HgCl_2$ Quecksilberchlorid.
Ag_2O Silberoxyd.	Ag_2S Schwefelsilber.	$AgCl$ Silberchlorid.
Cu_2O Kupferoxydul.	Cu_2S Kupfersulfür.	Cu_2Cl_2 Kupferchlorür.
CuO Kupferoxyd.	CuS Kupfersulfid.	$CuCl_2$ Kupferchlorid.
Bi_2O_3 Wismutoxyd.	—	$BiCl_3$ Wismutchlorid.
Bi_2O_5 Wismutsäure.	—	—
CdO Kadmiumoxyd.	CdS Kadmiumsulfid.	$CdCl_2$ Kadmiumchlorid.
MoO_3 Molybdänsäure.	—	—
WoO_3 Wolframsäure.	—	—
SnO Zinnoxydul.	SnS Einfachschwefelzinn.	$SnCl_2$ Zinnchlorür.
SnO_2 Zinnoxyd.	SnS_2 Zweifachschwefelzinn.	$SnCl_4$ Zinnchlorid.
Au_2O_3 Goldoxyd.	—	$AuCl_3$ Goldchlorid.
PtO Platinoxydul.	—	$PtCl_2$ Platinchlorür.
PtO_2 Platinoxyd.	—	$PtCl_4$ Platinchlorid.

1) Andere Verbindungen von Zn und O existieren nicht. — 2) Bis vor wenigen Jahren schrieb man das Aluminiumchlorid und die Chloride der Eisengruppe mit (Ausnahme von $ZnCl_2$) ganz allgemein nach der Formel R_2Cl_6 (also Al_2Cl_6, Fe_2Cl_6 etc.). Neuere Untersuchungen haben indes diese Bezeichnung nicht länger mehr als haltbar erscheinen lassen, und so hat sich im Laufe der Jahre allmählich die Formel RCl_3 eingebürgert, und zwar zuerst für diejenigen beiden Chloride, mit denen die betreffenden Untersuchungen ausgeführt worden sind, nämlich $AlCl_3$ und $FeCl_3$. Der Analogie zufolge ist die Formel dann auch auf $MnCl_3$, $CoCl_3$ und $NiCl_3$ übertragen worden.

Verbindungen von der Formel

R_2O_3[1] heifsen *Sesquioxyde*,[2]
R_2S_3 „ *Sesquisulfide*;

doch sind diese Bezeichnungen weniger gebräuchlich.

Die bei der symbolischen Bezeichnung der chemischen Verbindungen gebrauchten Ziffern, welche man den Bubstabensymbolen anhängt, z. B. CO_2, H_2O etc., nennt man Atomzahlen oder Indices (Anzeiger).

Die Tabellen auf Seite 74 u. 75 geben eine Zusammenstellung der wichtigsten Oxyde, Sulfide und Chloride.

4. Valenz[3] oder Wertigkeit.

40. Ein Blick auf die vorstehenden Tabellen zeigt, dafs die Atome der verschiedenen Elemente eine sehr verschiedene Verbindungsfähigkeit (atombindende Kraft) besitzen. Einige Elemente können mehr, andere wieder weniger Atome eines dritten Elements, und umgekehrt kann in vielen Fällen ein und dasselbe Atom von dem einen Element mehr, von dem anderen weniger binden. Für je zwei Elemente aber hat die atombindende Kraft erfahrungsmäfsig eine Grenze, so dafs sie über eine gewisse Grenze hinaus nicht gebunden werden können. Um hiernach die Elemente einzuteilen, geht man von den mit der geringsten atombindenden Kraft begabten aus und wählt diese als Einheit. Zu diesen gehört der Wasserstoff und das Chlor, welche beide stets nur ein Atom irgend eines anderen Elements zu binden im stande sind.

Die Tabelle zeigt, dafs die Atome anderer Elemente, 2, 3 etc. Atome Chlor zu binden vermögen:

$$HCl \quad OCl_2 \quad BCl_3 \quad CCl_4 \quad PCl_5$$

Nennt man die Elemente, deren Atome nur ein Atom Chlor oder Wasserstoff binden können, einwertig, so ist, wie diese Zusammenstellung zeigt, Sauerstoff zweiwertig, Bor dreiwertig, Kohlenstoff vierwertig, Phosphor fünfwertig. In dieser Weise lassen sich die Elemente in fünf Gruppen bringen, welche in der folgenden Tabelle zusammengestellt sind.

Die Wertigkeit wird durch römische Ziffern bezeichnet, welche man oben rechts neben das Symbol des Elements schreibt, also:

$$Cl^{I} \quad O^{II} \quad B^{III} \quad C^{IV} \quad P^{V}$$

1) R ist das allgemeine Symbol für „Radikal" (von *radix*, Wurzel), d. h. für das mit O, S oder Cl verbundene Element. — 2) lat. *sesqui*, anderthalb. — 3) lat. *valēre*, gelten, wert sein.

Wertigkeits-Tabelle der wichtigsten Elemente.

Einwertig	Zweiwertig	Dreiwertig	Vierwertig	Fünfwertig
H^{I}	O^{II}	B^{III}	C^{IV}	N^{V}
Cl^{I}	S^{II}		Si^{IV}	P^{V}
Br^{I}		Al^{III}[1]		As^{V}
J^{I}	Ca^{II}	Cr^{III}	Sn^{IV}	Sb^{V}
F^{I}	Ba^{II}	Fe^{III}	Pt^{IV}	
	Sr^{II}	Mn^{III}		
K^{I}	Mg^{II}	Co^{III}		
Na^{I}	Zn^{II}	Ni^{III}		
Ag^{I}	Pb^{II}	Au^{III}		
	Hg^{II}	Bi^{III}		
	Cu^{II}			
	Cd^{II}			

Die Wertigkeitskoeffizienten entsprechen im allgemeinen der früher (S. 37 und 69) gegebenen Einteilung der Elemente in 12 Gruppen, insofern die Elemente, welche derselben Gruppe angehören, auch gleiche Wertigkeit besitzen (mit wenigen Ausnahmen). Es sind nämlich die Elemente

I. der Sauerstoffgruppe . . . 2-wertig ohne Ausnahme
II. der Halogengruppe 1-wertig „ „
III. der Stickstoffgruppe . . . 5-wertig „ „
IV. der Kohlenstoffgruppe . . 4-wertig mit 1 Ausnahme
V. der Wasserstoffgruppe . . 1-wertig ohne Ausnahme
VI. der Kaliumgruppe 1-wertig „ „
VII. der Calciumgruppe 2-wertig „ „
VIII. der Magnesiumgruppe . . 2-wertig „ „
IX. der Aluminiumgruppe . . 3-wertig „ „
X. der Eisengruppe 3-wertig mit 1 Ausnahme
XI. der Bleigruppe 2-wertig „ 2 Ausnahmen
XII. der Zinngruppe 4-wertig „ 1 Ausnahme.

Es kommen also im ganzen nur 5 Ausnahmen vor. In der folgenden tabellarischen Zusammenstellung sind die Ausnahmen in eckige Paranthese [] gesetzt.

1) Früher, d. h., solange man noch die Formeln des Aluminiumchlorides und der Chloride der Eisengruppe R_2Cl_6 schrieb (s. S. 75 Note 2), wurden diese Elemente als vierwertig angenommen. Infolge der neuen Schreibweise RCl_3 müssen sie den dreiwertigen Elementen zugezählt werden.

A. Metalloide	B. Leichte Metalle	C. Schwere Metalle
I. 2-wertig.	VI. 1-wertig.	X. 3-wertig.
O^{II}	K^{I}	Cr^{III}
S^{II}	Na^{I}	Fe^{III}
		Mn^{III} [Zn^{II}]
II. 1-wertig.	VII. 2-wertig.	Co^{III}
Cl^{I}	Ca^{II}	Ni^{III}
Br^{I}	Ba^{II}	
J^{I}	Sr^{II}	XI. 2-wertig.
F^{I}		Pb^{II}
	VIII. 2-wertig.	Hg^{II} [Ag^{I}]
III. 5-wertig.	Mg^{II}	Cu^{II} [Bi^{III}]
N^{V}		Cd^{II}
P^{V}	IX. 3-wertig.	
As^{V}	Al^{III}	XII. 4-wertig.
Sb^{V}		Sn^{IV}
		Pt^{IV} [Au^{III}]
IV. 4-wertig.		
C^{IV}		
Si^{IV} [B^{III}]		
V. 1-wertig.		
H^{I}		

Auch mit der Schreibweise der Formeln (Tabelle S. 74 und 75) stehen die Wertigkeitskoeffizienten in innigem Zusammenhang. Es haben nämlich

Die (niedrigsten) Oxyde der 1-wertigen Elemente die Formel $\mathbf{R_2O}$:
Cl_2O, H_2O, K_2O, Na_2O, Ag_2O.

Die (niedigeren) Oxyde (Oxydule) der 2-wertigen Elemente $\mathbf{R_2O}$:
Pb_2O, Hg_2O, Cu_2O.

Die (gewöhnlichen) Oxyde der 2-wertigen Elemente $\mathbf{RO}$:
CaO, BaO, SrO, MgO, ZnO, PbO, HgO, CuO, CdO.

Die (niedrigeren) Oxyde (Oxydule) der 3- und 4-wertigen Elemente $\mathbf{RO}$:
CO, CrO, FeO, MnO, CoO, NiO, SnO, PtO.

Die (gewöhnlichen) Oxyde der 3-wertigen Elemente $\mathbf{R_2O_3}$:
B_2O_3, Cr_2O_3, Fe_2O_3, Mn_2O_3, Co_2O_3, Ni_2O_3, Bi_2O_3, Au_2O_3.

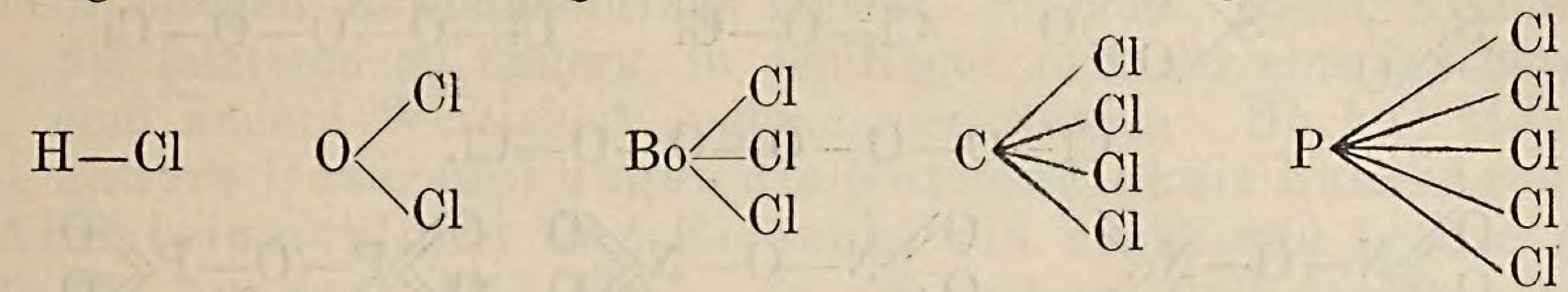
Die (gewöhnlichen) Oxyde der 4-wertigen Elemente $\mathbf{RO_2}$:
CO_2, SiO_2, SnO_2, PtO_2

und ebenso stimmen die Oxyde (Säuren) der 5-wertigen untereinander überein $\mathbf{R_2O_5}$:

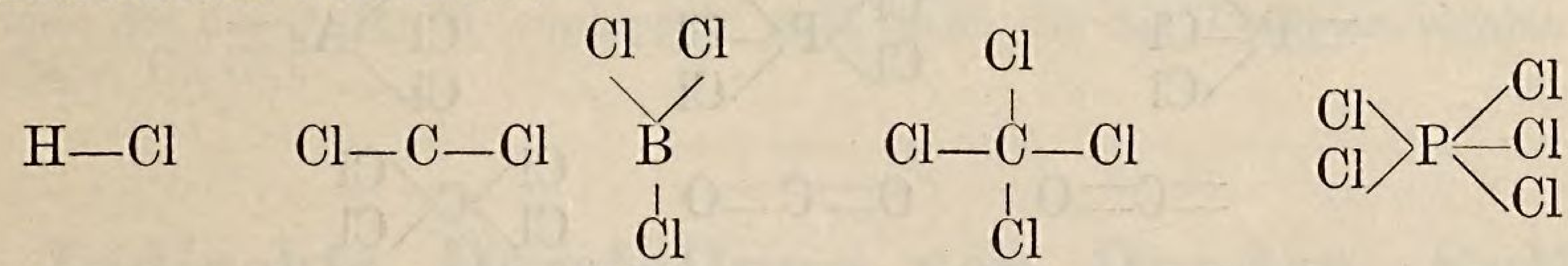
N_2O_5, P_2O_5, As_2O_5, Sb_2O_5.

Ganz ähnliche Verhältnisse zeigen sich auch bei den Sulfiden und Chloriden.

Die Formeln binärer Verbindungen lassen sich so schreiben, dafs man zugleich der Wertigkeit darin Ausdruck giebt:

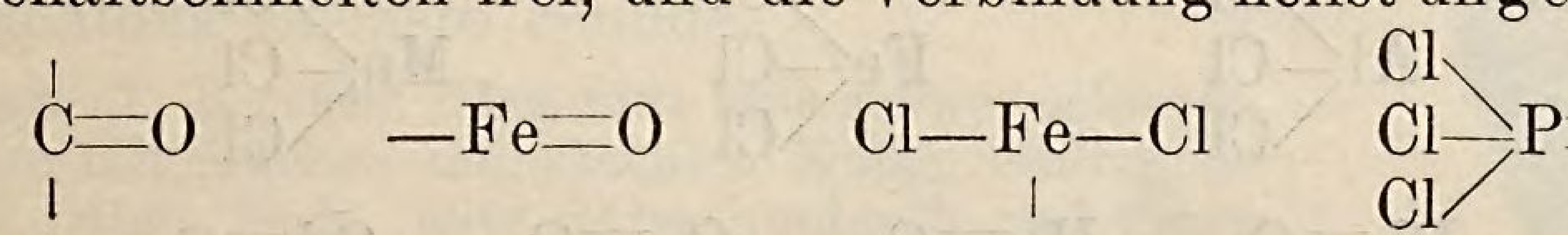


Die Striche sollen andeuten, wie die Atome miteinander verbunden sind. Die Art und Weise, wie man diese Verbindungen bildlich darstellt, ist gleichgültig. Es lassen sich z. B. die obigen Verbindungen auch folgendermafsen schreiben:



Formeln dieser Art werden Strukturformeln[1]), genannt.

Zur Erklärung der Unterschiede in der Wertigkeit der Elemente nimmt man an, dafs jedes Atom eine gewisse Zahl Punkte besitzt, welche es befähigen, sich mit anderen Atomen zu verbinden (Affinitätspunkte, Verwandtschaftseinheiten). Die Wertigkeit würde dann der Zahl dieser Verwandtschaftseinheiten entsprechen; stellt man, wie in den letzten Formeln, die Verbindung der Atome durch Striche dar, so entspricht jeder Strich einer Verwandtschaftseinheit. Wenn ein Atom sich mit so viel anderen Atomen verbunden hat, als es Verwandtschaftseinheiten besitzt, so heifst die dadurch entstehende Verbindung gesättigt. Dementsprechend stellen die obigen fünf Formeln gesättigte Verbindungen dar. Es kommt aber auch vor, dafs ein Atom eine geringere Anzahl anderer Atome bindet, als seiner Wertigkeit entspricht; in diesem Falle bleibt dann eine gewisse Zahl von Verwandtschaftseinheiten frei, und die Verbindung heifst ungesättigt, z. B.



Kohlenoxyd. Eisenoxydul. Eisenchlorür. Phosphorchlorür.

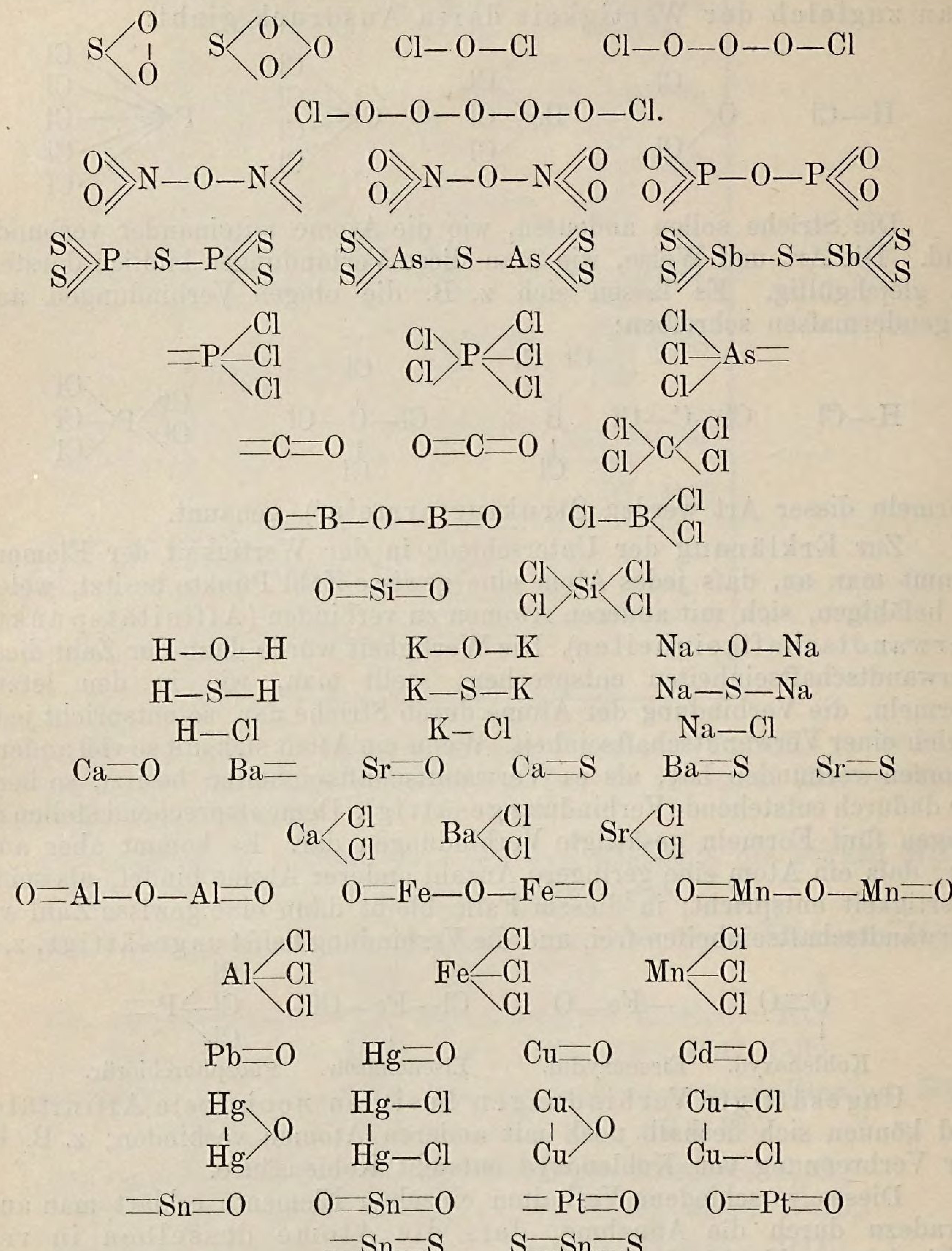
Ungesättigte Verbindungen besitzen noch freie Affinitäten und können sich deshalb noch mit anderen Atomen verbinden; z. B. bei der Verbrennung von Kohlenoxyd entsteht Kohlensäure.

Dieses verschiedene Verhalten einzelner Elemente erklärt man auch geradezu durch die Annahme, dafs die Atome desselben in verschiedenen Verbindungen mit verschiedener Wertigkeit auftreten können, z. B.

der Kohlenstoff in CO 2-wertig (C^{II}), in CO_2 4-wertig (C^{IV}),
das Eisen in FeO u. $FeCl_2$ 2-wertig (Fe^{II}), in Fe_2O_3 u. $FeCl_3$ 3-wertig (Fe^{III}),
etc. etc.

1) lat. *structūra*, Zusammenfügung, Ordnung, Bau, also: Formeln, welche den (inneren) Bau andeuten.

Strukturformeln einiger Oxyde, Sulfide und Chloride.



Die Wertigkeitskoeffizienten sind keineswegs sicher festgestellt. Überhaupt trägt die ganze Lehre der Wertigkeit einen durchaus hypothetischen Charakter. Sie ist nur erdacht, um der Thatsache, dafs die Elemente eine sehr verschiedene Zahl von Atomen binden können, eine theoretische Unterlage zu geben und in diese Verschiedenheit eine gewisse Ordnung zu bringen.

Da die Wertigkeitskoeffizienten mit der Schreibweise der Formeln in einem innigen Zusammenhange stehen, so mufs, wenn Gründe vorliegen, die letzteren zu ändern, in der Regel auch für eins der betr. Elemente eine andere Wertigkeit angenommen werden. So hat sich z. B. durch neuere Untersuchungen die Notwendigkeit herausgestellt, das Aluminiumchlorid und Eisenchlorid nicht wie früher Al_2Cl_6, bez. Fe_2Cl_6, sondern $AlCl_3$ $FeCl_3$, zu schreiben, und deshalb mufste auch die Vierwertigkeit des Al-, bez. Fe-Atoms aufgegeben und beide als dreiweitig angenommen werden. (Vgl. S. 75, Note.)

Ableitung der Formeln der Chloride aus denen der Oxyde nach der Regel: Bei 1-, 3- und 5-wertigen Elementen wird die Atomzahl des R halbiert, bei 2- und 4-wertigen die des O (für Cl) verdoppelt, auch wenn die des R halbiert werden könnte (z. B. Cu_2O, Cu_2Cl_2).

III. Indirekte Darstellung von Oxyden, Sulfiden und Chloriden.

41. Im allgemeinen lassen sich Oxyde, Sulfide und Chloride ineinander umwandeln, d. h. man kann Oxyde aus Sulfiden und Chloriden, Sulfide aus Oxyden und Chloriden und Chloride aus Oxyden und Sulfiden darstellen. In einzelnen Fällen gelingen diese Umwandlungen leicht, in anderen schwieriger, in noch anderen gar nicht.

1. Umwandlung von Oxyden in Chloride durch Chlor.

Versuch [T. § 118a]. Ein langhalsiger Kolben wird mit Chlorwasser gefüllt, verkehrt in eine gesättigte Kochsalzlösung getaucht und das Ganze in das Sonnenlicht gestellt.

Beobachtung nächste Stunde.

Versuch [T. § 118b]. Man fülle eine schwer schmelzbare Glasröhre mit Stücken ungelöschten Kalks, erhitze sie ihrer ganzen Länge nach, leite Chlor hindurch und fange das austretende Gas in einem Cylinder in der pneumatischen Wanne auf. Wenn der Cylinder gefüllt ist, prüfe man das Gas mit einem glimmenden Span. — Das Gas ist farblos; der Span entzündet sich und brennt mit lebhaftem Glanze.

Ergebnis. Kalk (CaO) wird durch Chlor zersetzt: letzteres verdrängt den Sauerstoff und verbindet sich mit dem Calcium zu Calciumchlorid (Substitution):

$$CaO + Cl_2 = CaCl_2 + O.$$

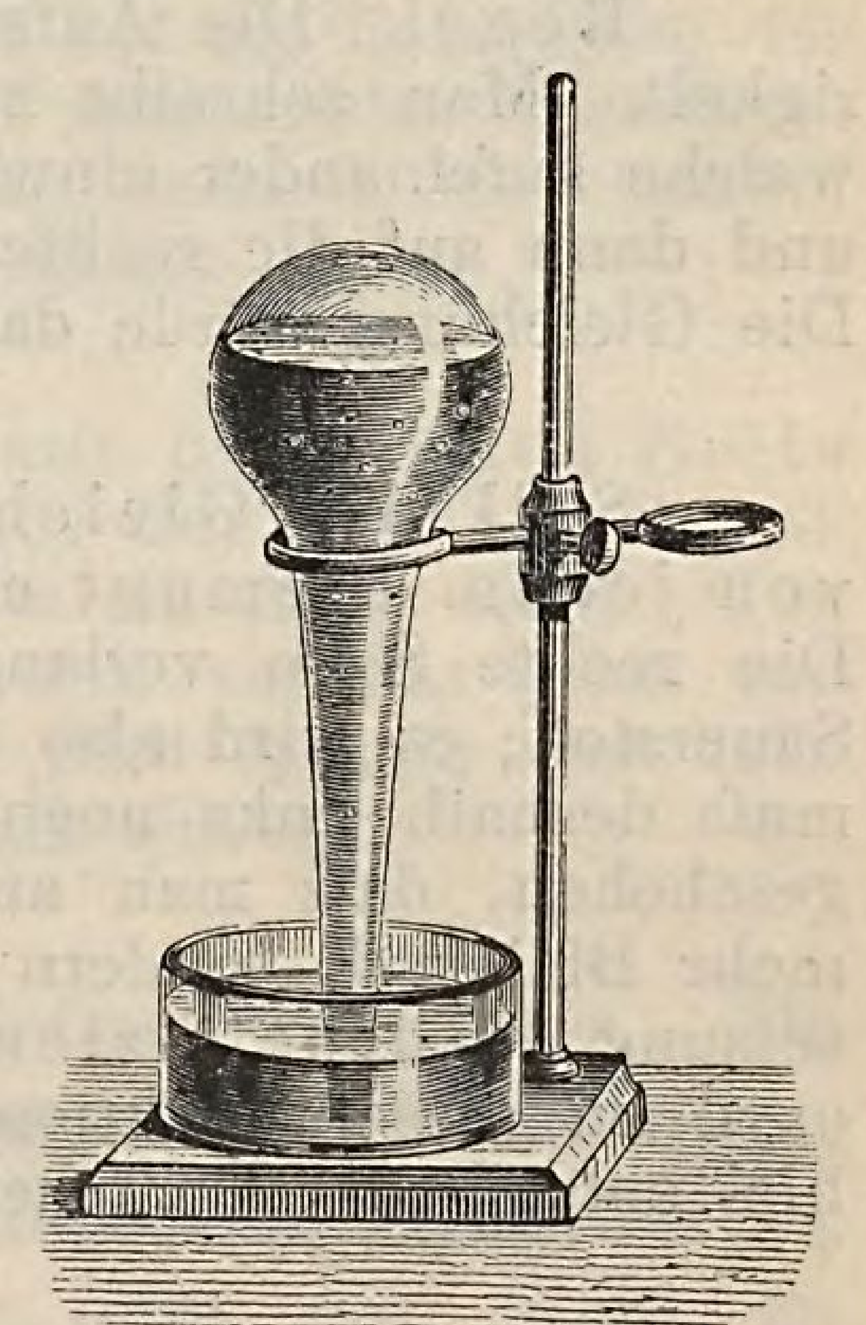


Fig. 69. Umwandlung von Wasser in Chlorwasserstoff.

42. **Versuch.** Der in voriger Stunde mit Chlorwasser gefüllte und in das Sonnenlicht gestellte Glaskolben ist jetzt zur Hälfte mit einem farblosen Gase gefüllt; das Chlorwasser ist entfärbt. — Das Gas wird mit einem glimmenden Span geprüft: es ist Sauerstoff. In die Flüssigkeit werden einige Tropfen Lackmuslösung gegossen: starke Rotfärbung tritt ein.

Ergebnis. Das Chlor ist verschwunden; an seiner Stelle ist Sauerstoff aufgetreten. Das Wasser ist also zersetzt worden; das Chlor hat sich mit dem Wasserstoff, zu Chlorwasserstoff verbunden, und dafür ist Sauerstoff frei geworden. (Substitution):

$$H_2O + Cl_2 = 2HCl + O.$$

2. Umwandlung von Oxyden in Sulfide durch Schwefel.

Versuch [T. § 117]. Man mische Bleioxyd, Zinkoxyd, arsenige Säure und antimonige Säure, jedes für sich mit Schwefel, lasse die Farbe der Gemenge beobachten und schütte jedes derselben in ein Probierröhrchen; dann erhitze man gelinde. Während des Erhitzens entweicht schweflige Säure, welche man durch einen darübergehaltenen Streifen angefeuchtetes Lackmuspapier und auch durch den Geruch erkennt, und im Tiegel bleiben die betreffenden Sulfide zurück; weifses Zinksulfid, schwarzes Bleisulfid, geschmolzenes rotes Arsensulfid und schwarzes Antimonsulfid.

Ergebnis: Der Schwefel hat sich sowohl mit dem Metall als auch mit dem Sauerstoff der Oxyde verbunden (doppelte Addition):

$$2PbO + 3S - 2PbS + SO_2$$
$$2ZnO + 3S = 2ZnS + SO_2$$
$$2As_2O_3 + 9S = 2As_2S_3 + 3SO_2$$

Diese Reaktion unterscheidet sich sowohl von der Addition als auch von der Substitution: die ursprüngliche binäre Verbindung wird zwar getrennt, aber keiner ihrer Bestandteile tritt frei auf, sondern verbindet sich sogleich mit dem einwirkenden dritten Element: **doppelte Addition.**

Regel. Die Aufstellung solcher chemischen Gleichungen bietet keine Schwierigkeit. Man schreibt zunächst auf die linke Seite der Gleichung diejenigen Stoffe, welche aufeinander einwirken (die Reagenzien), also z. B. im ersten Falle $PbO + S$ und dann auf die rechte Seite die dadurch entstehenden Produkte, also $PbS + SO_2$. Die Gleichung würde dann heifsen:

$$PbO + S = PbS + SO_2$$

Soll die Gleichung richtig sein, so müssen auf der linken Seite von jedem Element ebensoviel Atome stehen, wie auf der rechten Seite. Die rechte Seite verlangt zur Bildung der schwefligen Säure aus S zwei Atome Sauerstoff; es wird also ein Atom O mehr gebraucht, als links vorhanden ist, und es mufs deshalb links noch 1 Atom geschafft werden. Dies kann nun nicht etwa dadurch geschehen, dafs man an PbO den Index $_2$ anhängt, also nicht PbO_2, da dies nicht mehr Bleioxyd, sondern Bleisuperoxyd sein würde. Man kann dies nur durch Vorsetzung des Koeffizienten 2 vor PbO bewirken, d. h. es gehören 2 Moleküle Bleioxyd zu dieser Reaktion, und folgerichtig müssen dann auch 2 Moleküle Schwefelblei entstehen. Demnach hat man:

$$2PbO + S = 2PbS + SO_2.$$

Da auf der rechten Seite im ganzen 3 Atome S stehen, so wird man auf der linken Seite vor S den Koeffizienten 3 zu setzen haben, also:

$$2PbO + 3S = 2PbS + SO_2.$$

Für arsenige Säure wird die Gleichung in folgender Weise gefunden:

$$As_2O_3 + S = As_2S_3 + SO_2.$$

Für As stimmen auf der rechten und linken Seite die Atomzahlen überein, nicht aber für O, da links O_3 und rechts nur O_2 stehen. Eine Ausgleichung kann

nur dadurch geschehen, dafs man links 2 Moleküle As_2O_3 und rechts 3 Moleküle SO_2 setzt, also:

$$2\,As_2O_3 + S = 2\,As_2S_3 + 3\,SO_2.$$

Die rechte Seite der Gleichung ergiebt, dafs man im ganzen 9 Atome S gebraucht, also:

$$2\,As_2O_3 + 9\,S = 2\,As_2S_3 + 3\,SO_2.$$

3. Umwandlung von Sulfiden in Oxyde durch Sauerstoff.

42a. **Versuch** [T. § 115]. Man schiebe in ein Rohr mehrere Porzellanschiffchen, gefüllt mit gepulvertem Schwefelzinn (künstlich dargestellt), Bleiglanz (natürliches Schwefelblei) und Zinkblende (natürliches Schwefelzink), leite einen Strom von trockenem Sauerstoff darüber und erhitze die Schiffchen der Reihe nach von aufsen. Das offene Ende des Glasrohrs ist mit einem Kautschukschlauch verbunden, den man in einen hohen, mit etwas Wasser gefüllten Fufscylinder tauchen läfst. Die Sulfide entzünden sich unter Auftreten einer bläulichen Flamme und verwandeln sich dabei in Oxyde. Das austretende Gas ist schweflige Säure.

Ergebnis. Der Sauerstoff verbindet sich, wenn er mit erhitzten Metallsulfiden in Berührung kommt, sowohl mit dem Metall, als auch mit dem Schwefel (doppelte Addition).

$$SnS + 3O = SnO + SO_2$$
$$PbS + 3O = PbO + SO_2$$
$$ZnS + 3O = ZnO + SO_2$$

Auch diese Reaktionen sind **doppelte Additionen.** Als Nebenprodukt tritt immer schweflige Säure auf.

Regel. Um für diese Reaktionen die Gleichungen aufzustellen, verfährt man wieder ebenso, wie oben angegeben. Man schreibt zunächst auf die linke Seite der Gleichung die Reagenzien, d. h. diejenigen Stoffe, welche aufeinander einwirken, also im ersten Falle $SnS + O$, und dann auf die rechte Seite die dadurch entstehenden Produkte, also $SnO + SO_2$. Die Gleichung würde dann heifsen:

$$SnS + O = SnO + SO_2.$$

Soll die Gleichung richtig sein, so müssen auf der linken Seite von jedem Element ebensoviel Atome stehen als auf der rechten Seite. Dies trifft bereits für Sn und S zu, von denen auf jeder Seite ein Atom steht. Von O aber stehen auf der rechten Seite im ganzen 3 Atome, weil zur Oxydation von Sn 1 Atom O und von S 2 Atome O gebraucht werden. Man wird deshalb auch links 3 Atome O zu schreiben haben, und die Gleichung heifst dann richtig:

$$SnS + 3\,O = SnO + SO_2.$$

Dieser Prozefs hat in der Metallurgie eine grofse Bedeutung. Da nämlich zahlreiche Erze, aus denen man die schweren Metalle gewinnt, Sulfide (S. 38) sind: Glanze, Kiese, Blenden (Bleiglanz, Kupferkies, Zinkblende), die Sulfide aber direkt nur schwer oder gar nicht zu reduzieren sind, so verwandelt man solche Erze zuerst durch Glühen unter Luftzutritt (Rösten) in Oxyde und reduziert letztere dann in bekannter Weise durch Kohle. Das dabei auftretende Nebenprodukt (schweflige Säure) läfst man nicht frei in die Luft strömen, sondern leitet es in geschlossene Räume, in denen es zu Schwefelsäure umgewandelt wird.

4. Umwandlung von Oxyden in Chloride durch Chlorwasserstoff.

43. **Versuch** [T. § 123]. Man bringe in eine Glasröhre entweder einzeln oder hintereinander mehrere Porzellanschiffchen, gefüllt mit Quecksilberoxyd, Eisenoxyd und Kupferoxyd, und leite trockenes Chlorwasserstoffgas darüber. Das Quecksilberoxyd wird schon bei gewöhnlicher Temperatur unter starker Erhitzung durch den Chlorwasserstoff zersetzt, indem sich dasselbe zuerst dunkelbraun färbt und sich dann in weifses krystallinisches Quecksilberchlorid verwandelt, wobei reichliche Mengen Wasser auftreten, welche sich im Rohr oder in der vorgelegten Flasche kondensieren (Fig. 70). Bei Eisenoxyd und Kupferoxyd ist es rätlich, gelinde zu erwärmen.

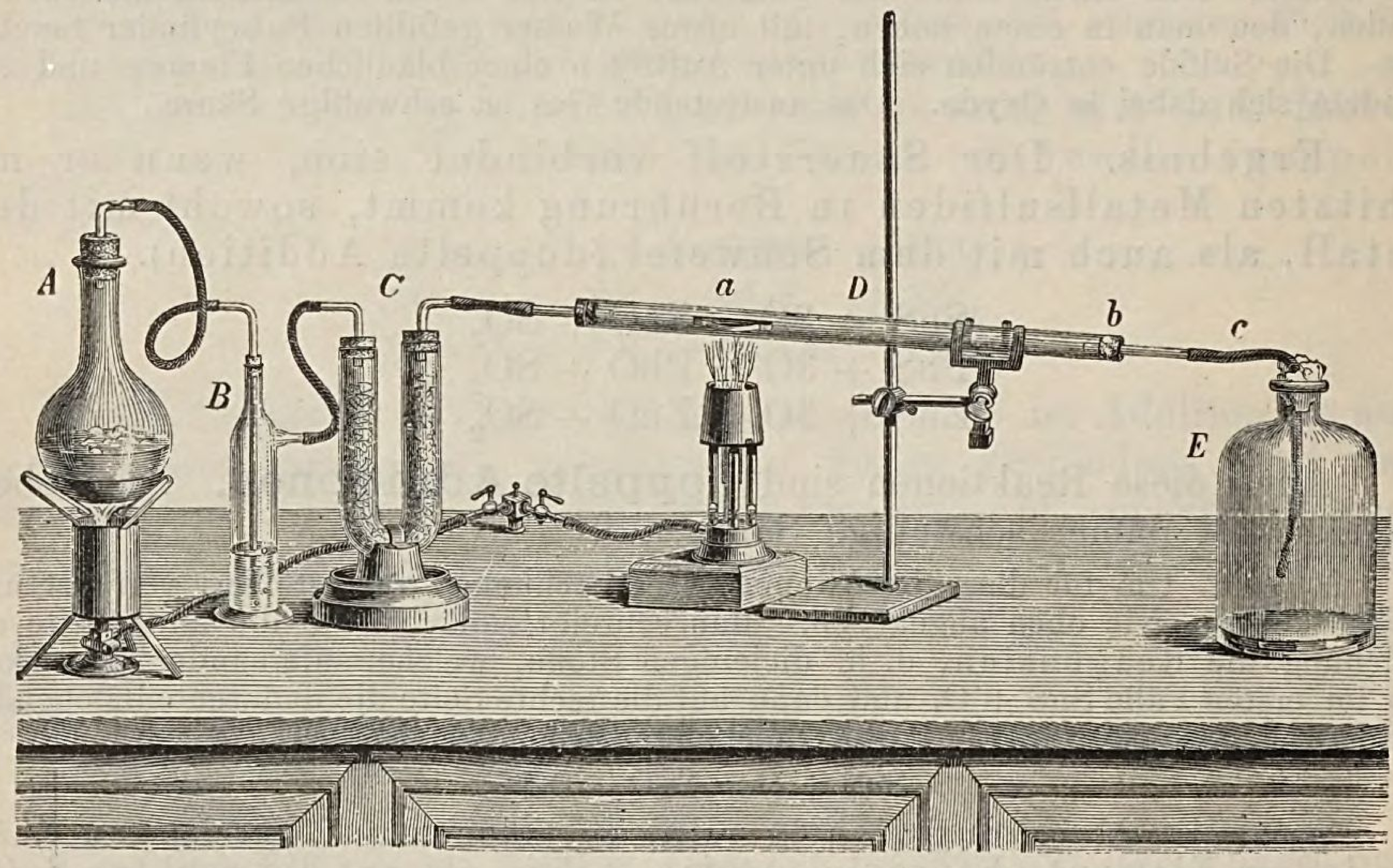


Fig. 70. Umwandlung von Oxyden in Chloride durch Chlorwasserstoff.

Ergebnis. Wenn Oxyde mit Chlorwasserstoff in Berührung kommen, so verbindet sich das Chlor des letzteren mit dem Metall und der Wasserstoff mit dem Sauerstoff.

$$HgO + 2HCl = HgCl_2 + H_2O$$
$$CuO + 2HCl = CuCl_2 + H_2O$$
$$Fe_2O_3 + 6HCl = 2FeCl_3 + 3H_2O$$

Es entstehen die den Oxyden entsprechenden Chloride, und als Nebenprodukt tritt immer Wasser auf. Die Elemente der binären Verbindungen haben also ihre Plätze vertauscht, und Reaktionen dieser Art heifsen **Wechselzersetzungen.**

Das Metall tritt an die Stelle des Wasserstoffs.

5. Umwandlung von Oxyden in Sulfide durch Schwefelwasserstoff.

44. **Versuch** [T. § 124]. Man bringe in ein Glasrohr vier Porzellanschiffchen, gefüllt mit Zinkoxyd, Quecksilberoxyd, Bleioxyd und arseniger Säure, und leite einen Strom trockenen Schwefelwasserstoff hindurch. Man entzünde dann, nach vorheriger Prüfung wie bei Wasserstoff [vgl. T. S. 14], den Schwefelwasserstoff und erhitze nach einiger Zeit die Schiffchen von aufsen gelinde. Der Schwefelwasserstoff wirkt schon in der Kälte auf die Metalloxyde ein, welche mit Ausnahme des Zinkoxydes ihre Farbe ändern: das rötliche Bleioxyd und das rote Quecksilberoxyd werden schwarz, die weifse arsenige

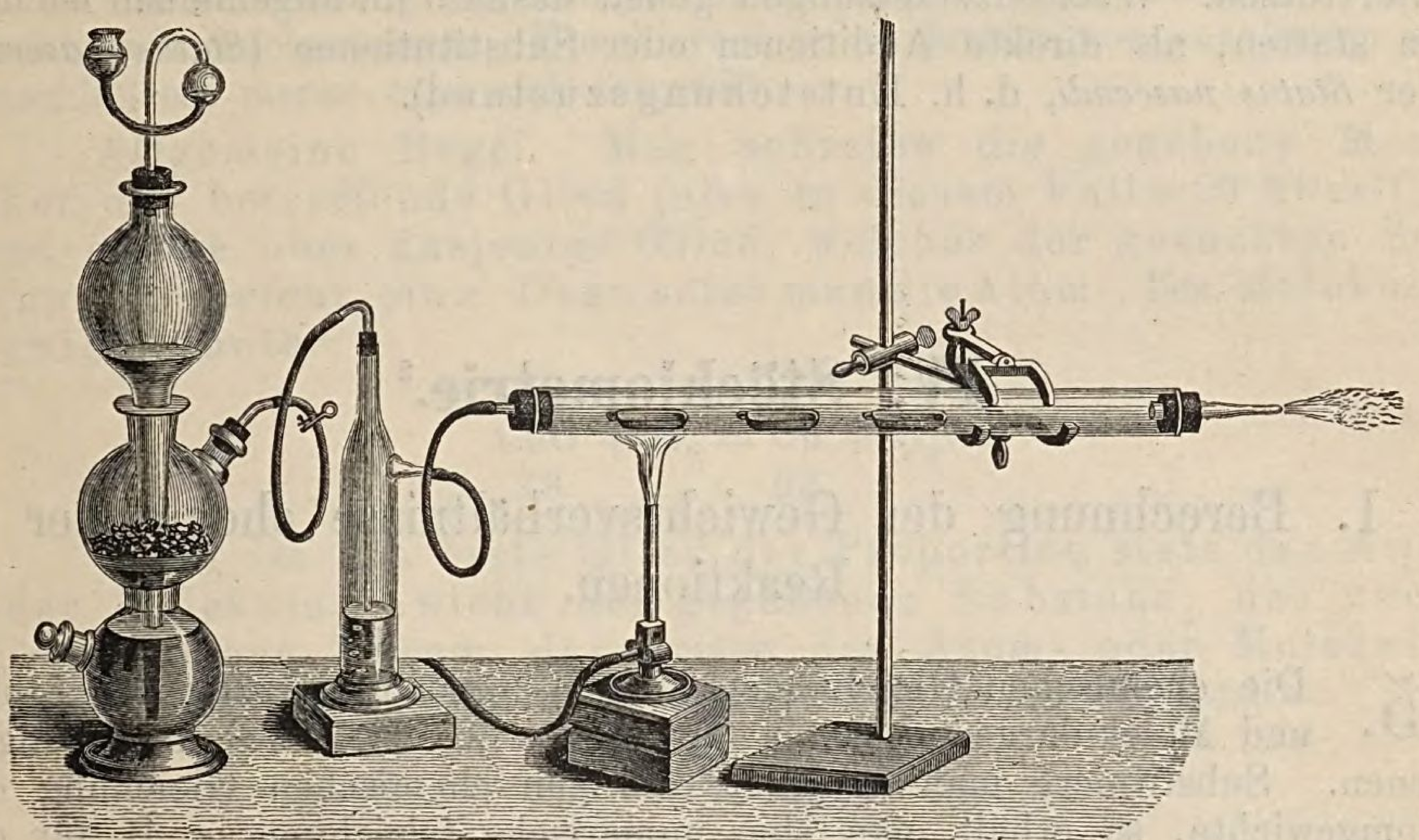


Fig. 71. Umwandlung von Oxyden in Sulfide durch Schwefelwasserstoff.

Säure gelb (das Zinkoxyd ändert die Farbe nicht, weil das entstehende Zinksulfid ebenfalls weifs ist. Die Flamme verlischt, und Wasserdampf tritt auf.

Ergebnis. Wenn Oxyde mit Schwefelwasserstoff in Berührung kommen, so verbindet sich das Metall mit dem Schwefel und der Sauerstoff mit dem Wasserstoff.

$$ZnO + H_2S = ZnS + H_2O$$
$$PbO + H_2S = PbS + H_2O$$
$$HgO + H_2S = HgS + H_2O$$
$$As_2O_3 + 3H_2S = As_2S_3 + 3H_2O$$

Es entstehen also Sulfide und als Nebenprodukt in allen Fällen Wasser. Die binären Verbindungen haben also wiederum ihre Elemente vertauscht, und deshalb sind auch diese Reaktionen Wechselzersetzungen. Auch zeigt sich wieder, dafs das Metall an die Stelle des Wasserstoffs getreten ist.

Vergleicht man den Verlauf dieser Wechselzersetzungen durch HCl und H_2S mit der direkten Einwirkung des Chlors, bez. Schwefels auf Oxyde behufs Umwandlung derselben in Chloride, bez. in Sulfide, so erkennt man, dafs die Umwandlung durch Chlorwasserstoff, bez. Schwefelwasserstoff entschieden leichter von statten geht, als durch freies Chlor, bez. freien Schwefel, obgleich man von vornherein wohl das Umgekehrte annehmen könnte. Die Ursache davon aber läfst sich leicht einsehen, wenn man erwägt, dafs bei der Substitution und doppelten Addition nur die Verwandtschaft des Chlors, bez. des Schwefels zu R, bei der Wechselzersetzung aber nicht diese allein, sondern zugleich auch die des Wasserstoffs zu O mit ins Spiel tritt, und dafs sich beide gegenseitig unterstützen. Wechselzersetzungen gehen deshalb im allgemeinen leichter von statten, als direkte Additionen oder Substitutionen (*Status nascens*[1] oder *Status nascendi*, d. h. Entstehungszustand).

IV. Stöchiometrie.[2]

1. Berechnung der Gewichtsverhältnisse chemischer Reaktionen.

45. Die chemischen Gleichungen können unter Benutzung der Atom- und Molekulargewichte als Grundlage für chemische Rechnungen dienen. Substituiert man in einer richtigen chemischen Gleichung die Atomgewichte, so erhält man eine numerische Gleichung, z. B. für die Reduktion von Kupferoxyd durch Wasserstoff:

$$\begin{array}{ccccccc} CuO & + & H_2 & = & Cu & + & H_2O \\ 79 & & 2 & & 63 & & 18 \end{array}$$

d. h. zur Reduktion von 79 Gewichtsteilen Kupferoxyd sind 2 Gewichtsteile Wasserstoff nötig, und dadurch erhält man 63 Gewichtsteile Kupfer und als Nebenprodukt 18 Gewichtsteile Wasser. Mit Hilfe dieser Zahlen lassen sich durch eine einfache Proportionsrechnung beliebige andere Mengen aller an der Reaktion beteiligten Stoffe berechnen. Soll z. B. berechnet werden, wieviel Kupfer man erhält, wenn man 20 Gewichtsteile (20 g) Kupferoxyd der Reaktion unterwirft, ferner, wieviel Wasserstoff man in diesem Falle braucht, und wieviel Wasser dabei als Nebenprodukt auftritt, so verfährt man folgendermafsen: Die obigen Zahlen werden zunächst durch das Molekulargewicht der gegebenen Substanz

1) lat. *status*, Zustand, und *nasci*, geboren werden, entstehen. — 2) griech. στοιχεῖον (*stoicheion*), Grundstoff, und μέτρον (*métron*), Mafs, also: Stoffmessung oder Stoffberechnung.

(Kupferoxyd, also 79) dividiert und die erhaltenen Quotienten mit der gegebenen Zahl 20 multipliziert, also:

	79	2	63	18	
79)	1	0,025	0,797	0,228	
	20	0,50	15,9	4,54	(× 20

Auf diese Weise erhält man die gesuchten Mengen für alle an der Reaktion beteiligten Stoffe.

Da es sich aber bei den meisten Aufgaben dieser Art fast immer nur um einen gegebenen und einen gesuchten Stoff handelt (z. B. wieviel Kupfer gewinnt man durch Reduktion von 20 g Kupferoxyd?), so ist die Berechnung der anderen überflüssig, und das Verfahren vereinfacht sich infolgedessen. Um hierbei jeden Irrtum von vornherein auszuschliefsen, merke man sich folgende

Allgemeine Regel. Man schreibe die gegebene Menge über das betreffende Glied (also in diesem Falle 20 über CuO) und mache über dasjenige Glied, welches der gesuchten Substanz entspricht, ein x. Dann setze man die Atom-, bez. Molekulargewichte unter:

$$\overset{20}{\underset{79}{CuO}} + H_2 = \overset{x}{\underset{63}{Cu}} + H_2O.$$

Dann ist das erste Glied der Proportion stets das Atom- oder Molekulargewicht der gegebenen Substanz, das zweite die gegebene Menge, das dritte das Atom- oder Molekulargewicht der gesuchten Substanz und das vierte Glied x.

$$79 : 20 = 63 : x; \qquad x = \frac{20 \,.\, 63}{79} = 15{,}9\,\text{g}.$$

In derselben Weise werden folgende Aufgaben gelöst:

Wieviel Bleioxyd braucht man, um durch Reduktion mittels Kohle 50 g Blei zu gewinnen?

$$\overset{x}{\underset{448}{2PbO}} + C = \overset{50}{\underset{416}{2Pb}} + CO_2$$

$$416 : 50 = 448 : x; \qquad x = 53{,}85 \text{ g}.$$

Wieviel Schwefelblei wird aus 8,33 g Bleioxyd durch Einwirkung von Schwefelwasserstoff erhalten?

$$\overset{8,33}{\underset{224}{PbO}} + H_2S = \overset{x}{\underset{240}{PbS}} + H_2O$$

$$224 : 8{,}33 = 240 : x; \qquad x = 8{,}93 \text{ g}.$$

Wieviel Chlorwasserstoff braucht man, um 75 g Quecksilberoxyd in Quecksilberchlorid zu verwandeln?

$$\overset{75}{\underset{216}{HgO}} + \overset{x}{\underset{73}{2HCl}} = HgCl_2 + H_2O$$

$$216 : 75 = 73 : x \qquad x = 25{,}35 \text{ g}.$$

Wieviel Chlorwasserstoffgas ist nötig, um 30 g Eisenchlorid aus Eisenoxyd darzustellen?

$$\begin{array}{c} x 30 \\ Fe_2O_3 + 6\,HCl = 2\,FeCl_3 + 3\,H_2O \\ 219 325 \end{array}$$

$$325 : 30 = 219 : x \qquad x = 20{,}23 \text{ g}.$$

2. Berechnung der Volumverhältnisse chemischer Reaktionen.

46. Wenn sich an der Reaktion Gase beteiligen oder Gase dabei auftreten, so wird bei diesen in der Regel nach Volumverhältnissen gefragt werden, weil man die Gase nicht wägt, sondern mifst. Man könnte nun in der oben beschriebenen Weise zuerst die Gewichtsmengen der Gase berechnen und aus diesen dann mit Hilfe des spezifischen Gewichts derselben und des absoluten Gewichts der Luft die Volume berechnen. Diese Rechnung wird aber vollständig überflüssig, weil in der neueren Chemie die Atomgewichte der Elemente so gewählt sind, dafs die dadurch ausgedrückten Mengen stets einem Volum Gas (oder Dampf) entsprechen.

H	O	Cl	N	Br	S	K	Mg
1	16	35,5	14	80	32	39	24

Ferner sind die Molekularformeln der zusammengesetzten gas- oder dampfförmigen Verbindungen so gewählt, dafs die dadurch ausgedrückten Gewichtsmengen stets 2 Volumen entsprechen; also

HCl	H_2O	N_2O	CO_2	CO	N_2O_5
36,5	18	44	44	28	108

Endlich zwingt das physikalische Verhalten der einfachen Gase (Elemente) im Vergleich mit dem der zusammengesetzten Gase zu der Annahme, dafs jene, wenn sie sich im freien Zustande befinden, nicht aus einzelnen Atomen, sondern ebenfalls aus Molekülen bestehen, welche stets aus zwei Atomen zusammengesetzt sind, und deren Volum dann ebenfalls so grofs ist, wie das der zusammengesetzten Gase oder Dämpfe, d. h. auch die freien Moleküle der Elemente im Gaszustande entsprechen 2 Volumen.

H_2	O_2	Cl_2	N_2
2	32	71	28

Alle diese Thatsachen finden ihren Ausdruck in dem folgenden Gesetz:

Avogadrosches Gesetz. Die Moleküle aller einfachen und zusammengesetzten Gase sind gleich grofs, und die durch ihre

Formeln ausgedrückten Gewichtsmengen entsprechen zwei Volumen.

Hieraus leiten sich nun sehr einfache Beziehungen zwischen den Atomgewichten, den Molekulargewichten, den spezifischen Gewichten und den absoluten Gewichten der Gase her.

Bezeichnet man mit

a das Atomgewicht,
m das Molekulargewicht und
s das spez. Gewicht,

so lassen sich folgende Aufgaben lösen:

Erste Aufgabe: Berechnung des spezifischen Gewichtes der Gase und Dämpfe aus dem Atom- oder Molekulargewicht, und umgekehrt.

Da das spez. Gewicht des Wasserstoffs = **0,0693** und $a = \frac{1}{2}$ m, also $m = 2a$ ist, so hat man

$$s = 0{,}0693 \cdot \frac{1}{2} m, \quad \ldots\ldots\ldots \quad (1)$$

und

z. B. für Chlor: $a = 35{,}5$ also $s = 2{,}46$ (vgl. S. 43)
für Stickstoff: $a = 14$, also $s = 0{,}969$ (vgl. S. 11)
für schwefl. Säure: $m = 64$, also $s = 2{,}22$ (vgl. S. 28).

Diese Beziehungen gelten selbstverständlich auch für Luft. Da für diese $s = 1$ ist, so ist

$$a = 14{,}44 \text{ und } m = 28{,}88.$$

Obgleich man also bei der Luft im eigentlichen Sinne nicht von einem Volum- oder Molekulargewicht reden kann, so entsprechen doch die hier gefundenen Zahlen den für die volumetrischen Beziehungen der Gase überhaupt festgestellten Begriffen, d. h. für Luft ist das Volumgewicht (oder spez. Gewicht) bezogen auf Wasserstoff = 14,44, und der dem Molekulargewicht entsprechende Wert ist dann selbstverständlich noch einmal so grofs.

Zweite Aufgabe: Berechnung des absoluten Gewichtes der Gase und Dämpfe aus dem Volum.

Man merke:

Ein Liter Luft wiegt 1,2932 g.

Da nun das spezifische Gewicht des Wasserstoffs gleich 0,0693 ist, so wiegt **1 Liter Wasserstoff** 1,2932 × 0,0693 g = **0,0896** g. Mit Hilfe dieser Zahl berechnet sich sogleich das absolute Gewicht eines jeden beliebigen in Litern gemessenen Volums Wasserstoff, indem man die Zahl der Liter mit 0,0896 multipliziert. Da nun Wasserstoff das leichteste Gas ist, und eben deswegen die Atomgewichte (Volumgewichte) bereits

auf dasselbe bezogen werden, so erscheint es ganz natürlich, obige Zahl, welche das absolute Gewicht der Volumeinheit (1 Liter) des leichtesten Gases angiebt, auch als die Gewichtseinheit für alle Gase anzunehmen. A. W. v. Hofmann hat deshalb dafür einen besonderen Namen eingeführt: er nennt eine Gewichtsmenge von 0,0896 g *einen Krith*[1] (= Kth). Also ist

1 Liter Wasserstoff = 0,0896 g = 1 Krith.

Da nun nach dem Obigen die Atomgewichte der gasförmigen Elemente die spezifischen Gewichte derselben, bezogen auf Wasserstoff (Volumgewichte) sind, so sind sie auch zugleich die absoluten Gewichte eines Liters, ausgedrückt in Krith; also:

1	Liter	Sauerstoff	= 16 Kth.	= 1,4336 g
1	„	Chlor	= 35,5 „	= 3,1808 g
1	„	Stickstoff	= 14 „	= 1,2544 g

oder für andere Mengen:

n	Liter	Sauerstoff	= 16 n Kth.	= 1,4336 n g
n	„	Chlor	= 35,5 n „	= 3,1808 n g
n	„	Stickstoff	= 14 n „	= 1,2544 n g.

Die Molekularformeln der zusammengesetzten Gase, aus denen man ohne weiteres das Molekulargewicht berechnen kann, entsprechen nun nach dem Obigen 2 Volumen. Das Volumgewicht ist also gleich ihrem halben Molekulargewicht, z. B. für Salzsäure, HCl, ist das Molekulargewicht = 36,5, also das Volumgewicht = 18,25, d. h. 1 Volum Salzsäuregas ist 18,25 mal so schwer, als 1 Volum Wasserstoff; demnach

1 Liter Salzsäuregas = 18,25 Kth. = 18,25 . 0,0896 g, und
n „ „ = 18,25 n „ = 18,25 . 0,0896 n g.

Nennt man daher das Molekulargewicht eines einfachen oder zusammengesetzten Gases m, und bezeichnet man die Konstante **0,0896** mit k, so hat man für jedes Gas

$$n\,\mathrm{l} = \frac{1}{2}\, m\, k\, n\, \mathrm{g}$$

daraus folgt

$$\left.\begin{aligned} n\,\mathrm{l} &= \frac{1}{2}\, m\, k\, n\, \mathrm{g} \\ n\,\mathrm{ccm} &= \frac{1}{2}\, m\, k\, n\, \mathrm{mg} \\ n\,\mathrm{cbm} &= \frac{1}{1}\, m\, k\, n\, \mathrm{kg} \end{aligned}\right\} \quad \ldots\ldots\ldots \quad (2)$$

Diese Regel gilt sowohl für einfache, als auch für zusammengesetzte Gase, wenn man auch für jene das Molekül, welches aus zwei Atomen besteht, in Rechnung stellt.

1) giech. κριθή (*krithē*), Gerstenkorn, d. h. ein Gewicht, welches etwa dem eines Gerstenkorns entspricht.

Hiernach läfst sich nun leicht die oben gestellte Aufgabe lösen. Um nämlich das absolute Gewicht irgend eines einfachen oder zusammengesetzten Gases, wenn dessen Volum, in Litern (Kubikzentimetern oder Kubikmetern) ausgedrückt, gegeben ist, zu berechnen, multipliziert man die Zahl der Liter mit dem halben Molekulargewicht und mit der Konstanten k, und man erhält das Gewicht ausgedrückt in Grammen (Milligramm oder Kilogramm), z. B.

Aufgabe: Wieviel wiegen 3,4 l Kohlensäure?

Auflösung: $m = 12 + 2.16 = 44$, also

$$x = \frac{1}{2} . 44 . 0{,}0896 . 3{,}4 = 6{,}702 \text{ g}.$$

Dritte Aufgabe: Berechnung des Volums der Gase und Dämpfe aus dem absoluten Gewicht.

Um diese Aufgabe zu lösen, mufs man das Volum von 1 g des betreffenden Gases kennen. Dies berechnet sich aber für alle Gase sehr einfach, wie folgt. Nach dem Obigen ist:

$$1 \text{ l} = \frac{1}{2} m k \text{ g}.$$

Daraus ergiebt sich:

$$1 \text{ g} = \frac{2}{km} = \frac{2}{0{,}0896 . m} = \frac{22{,}32}{m} \text{ l}.$$

Hiernach hat man:

$$\left.\begin{aligned} n \text{ g} &= \frac{22{,}32 . n}{m} \text{ l} \\ n \text{ mg} &= \frac{22{,}32 . n}{m} \text{ ccm} \\ n \text{ kg} &= \frac{22{,}32 . n}{m} \text{ cbm} \end{aligned}\right\} \quad \ldots\ldots\ldots \quad (3)$$

Aufgabe: a) Wieviel Vol. sind 7,42 g Chlor? b) Wieviel Vol. sind 9,25 kg Kohlenoxyd?

Auflösung: a) $m = 2 . 35{,}5 = 71$, also:

$$x = \frac{22{,}32 . 7{,}42}{71} = 2{,}333 \text{ l}$$

b) $m = 12 + 16 = 28$, also

$$x = \frac{22{,}32 . 9{,}25}{28} = 7{,}374 \text{ cbm}$$

Besonders zu beachten ist der Fall, wenn es sich darum handelt, zu berechnen, welchen Raum 1 Mol. eines Gases, ausgedrückt in Gramm (Milligramm oder Kilogramm), einnimmt. Dann wird $n = m$, und da $\frac{22{,}32 . m}{m} = 22{,}32$ ist, so hat man

$$m \text{ g} = 22{,}32 \text{ l}$$
$$m \text{ mg} = 22{,}32 \text{ ccm}$$
$$m \text{ kg} = 22{,}32 \text{ cbm}.$$

Daraus ergiebt sich der allgemeine Satz:

Diejenige Gewichtsmenge eines Gases oder Dampfes, welche seiner Molekularformel, ausgedrückt in Gramm, Milligramm oder Kilogramm, entspricht, ist immer gleich **22,32** Liter, Kubikzentimeter oder Kubikmeter.

Dieses Ergebnis ist eine notwendige Folge des Avogadroschen Gesetzes, welches als Grundlage dieser Rechnung gedient hat.

Hierdurch ist man nun in den Stand gesetzt, aus den chemischen Gleichungen sofort die Volumverhältnisse der Gase zu berechnen, indem man statt des Molekulargewichts das Molekularvolum derselben, d. h. für je 1 Molekül, welches in der Formel auftritt, 22,32 setzt, welche Zahl dann, je nachdem mg, g oder kg in der Aufgabe gegeben sind, ccm, bezw. l oder cbm entspricht, z. B.:

Wieviel Volume Kohlensäure erhält man durch vollkommene Verbrennung von 84 g reinem Kohlenstoff?

$$\overset{84}{\underset{12}{C}} + O_2 = \overset{x\text{ Vol.}}{\underset{22{,}32}{CO_2}}$$

$$12 : 84 = 22{,}32 : x; \quad x = 156{,}24 \text{ l}.$$

Wieviel Kohlenstoff braucht man, wenn durch unvollkommene Verbrennung desselben 60 Liter Kohlenoxyd gebildet werden sollen?

$$\overset{x}{\underset{12}{C}} + O = \overset{60\text{ l.}}{\underset{22{,}32}{CO}}$$

$$22{,}32 : 60 = 12 : x; \quad x = 32{,}26 \text{ g}.$$

Wieviel Volume Schwefelwasserstoff sind nötig, um 250 mg Quecksilberoxyd in Schwefelquecksilber zu verwandeln?

$$\overset{250}{\underset{216}{HgO}} + \overset{x\text{ Vol.}}{\underset{22{,}32}{H_2S}} = HgS + H_2O$$

$$216 : 250 = 22{,}32 : x; \quad x = 25{,}83 \text{ ccm}.$$

Wenn mehrere Moleküle des Gases in der Gleichung auftreten, was sich sofort aus dem Koeffizienten des betreffenden Gliedes ergiebt, so ist die Zahl 22,32 mit dem betreffenden Koeffizienten zu multiplizieren.

Wieviel Volume Chlorwasserstoff braucht man, um aus Kupferoxyd 16,2 g Kupferchlorid darzustellen?

$$CuO + \overset{x\text{ Vol.}}{\underset{2 \times 22{,}32}{2\,HCl}} = \overset{16{,}2}{\underset{134}{CuCl_2}} + H_2O$$

$$134 : 162 = 44{,}64 : x; \quad x = 5{,}40 \text{ l}.$$

Wieviel Volume schweflige Säure entstehen durch Verbrennung von 50 g Schwefelkohlenstoff CS_2?

$$\overset{50}{\underset{76}{CS_2}} + 6\,O = CO_2 + \overset{x\text{ Vol.}}{\underset{2 \times 22{,}32}{2\,SO_2}}$$

$$76 : 50 = 44{,}64 : x; \quad x = 29{,}37 \text{ l}.$$

Endlich, wenn elementare Gase aus der Gleichung zu berechnen sind, so ist zu beachten, dafs jedes Atom nur einem halben Molekül entspricht. Man hat daher den Koeffizienten des betreffenden Gliedes durch 2 zu dividieren, z. B.:

Wieviel Volume Sauerstoff gebraucht man zur vollkommenen Verbrennung von 50 kg Schwefelkohlenstoff?

$$\begin{array}{ll} 50 & x \text{ Vol.} \\ CS_2 + 6\,O = CO_2 + 2\,SO_2 \\ 76 & 3 \times 22{,}32 \end{array}$$

$$76 : 50 = 66{,}96 : x; \quad x = 44{,}05 \text{ cbm.}$$

Alle hier entwickelten Beziehungen zwischen Volum nnd Gewicht der Gase gelten nur für bestimmte Druck- und Temperaturverhältnisse. Als Normaldruck nimmt man in der Regel den Druck einer Atmosphäre = 760 mm, als Normaltemperatur 0° C. an. Die Konstante 0,0896 g (= 1 Krith) und alle daraus abgeleiteten Werte, also u. a. auch die Zahl 22,32 l, haben nur unter diesen Voraussetzungen Gültigkeit. Ändert sich die Temperatur oder der Druck oder beide, so ändert sich auch das Volum, und zwar nach folgenden Gesetzen:

1. **Gay-Lussacsches Gesetz:** Einflufs der Temperatur. Alle Gasarten dehnen sich bei unverändertem Druck gleich stark und gleichmäfsig aus, und zwar für jeden Grad der 100 teiligen Skala um 0,003 665 oder $^1/_{273}$ desjenigen Volums, welches sie bei 0° einnehmen (die Zahl 0,003 665 wird mit α bezeichnet und heifst der Ausdehnungskoeffizient der Gase). Hat man also ein Volum V_0, gemessen bei dem Druck p und der Temperatur 0° und erwärmt dasselbe auf $t_1{}^0$, während der Druck unverändert $= p$ bleibt, so dehnt es sich auf ein neues Volum V_1 aus, welches gleich dem ursprünglichen Volum plus der durch die Temperaturerhöhung $t_1{}^0$ bewirkten und mit Hilfe des Ausdehnungskoeffizienten zu berechnenden Ausdehnung ist.

$$V_1 = V_0 + V_0 \cdot \alpha t_1 = V_0 (1 + \alpha t_1),$$

also

$$V_0 = V_1 \cdot \frac{1}{1 + \alpha t_1}.$$

Erwärmt man dasselbe Volum V_0 auf $t_2{}^0$, so entsteht ein neues Volum V', welches, in derselben Weise berechnet, $= V_0\ (1 + \alpha t_2)$ ist; also

$$V_0 = V' \cdot \frac{1}{1 + \alpha t_2}.$$

Durch Kombination beider Gleichungen erhält man die dritte:

$$V' = V_1 \cdot \frac{1 + \alpha t_2}{1 + \alpha t_1} \quad \ldots\ldots\ldots\ldots \quad \text{(a)}$$

Mit Hilfe dieser Gleichung reduziert man jedes Gasvolum von einer Temperatur auf die andere, z. B.:

Wieviel Raum nehmen 6 l Wasserstoff, gemessen bei 18°, ein, wenn dieselben bis auf 100° erwärmt werden?

$$V_{18}^{0} = 6;\ t_1 = 18;\ t_2 = 100.$$

$$V' = 6 \,.\, \frac{1 + 0{,}003\,665 \,.\, 100}{1 + 0{,}003\,665 \,.\, 18} = 7{,}69 \text{ l.}$$

2. **Mariottesches Gesetz:** Einfluſs des Druckes. Die Volume der Gase stehen bei unveränderter Temperatur im umgekehrten Verhältnis zu den auf denselben lastenden Drucken. Wird daher das Volum V', welches ebenso wie das Volum V_1 für den Druck p_1 gilt, einem anderen Druck p_2 ausgesetzt, so nimmt es ein neues Volum V_2 an, nach der Proportion:

$$V' : V_2 = p_2 : p_1; \text{ also}$$

$$V_2 = V' \frac{p_1}{p_2} \quad . \; . \; . \; . \; . \; . \; . \; . \; . \quad \text{(b)}$$

Mit Hilfe dieser Gleichung reduziert man jedes Gasvolum von irgend einem Druck auf einen anderen, z. B.:

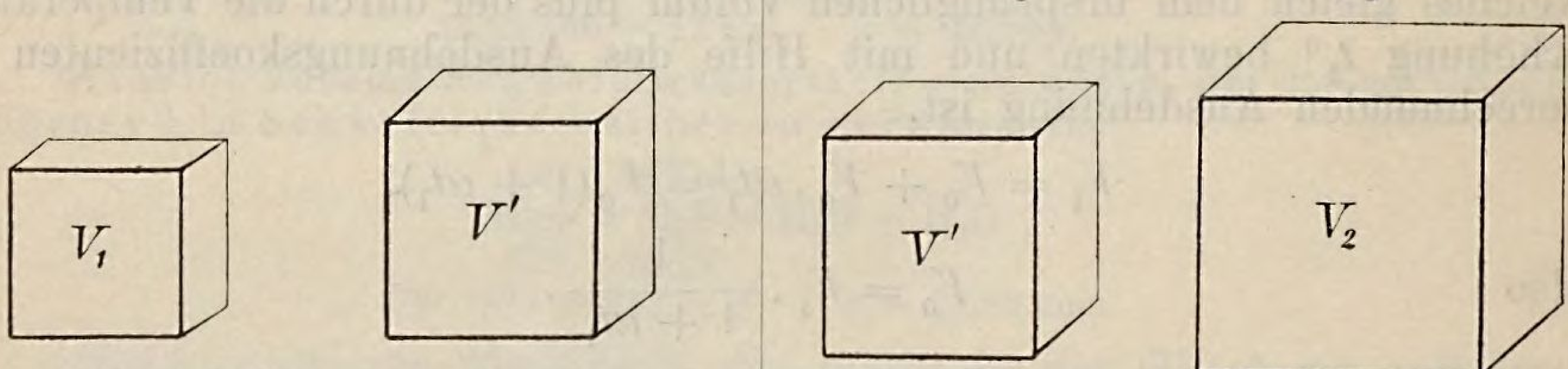
Welchen Raum nehmen 6 l Luft, gemessen bei 720 mm, ein, wenn der Druck auf 700 mm sinkt?

$$V' = 6;\ p_1 = 720;\ p_2 = 700$$

$$V_2 = 6 \,.\, \frac{720}{700} = 6{,}171.$$

Diese Verhältnisse werden durch folgende bildliche Darstellungen veranschaulicht:

Gay-Lussac.		Mariotte.	
Gleicher Druck p_1		Gleiche Temperatur t_2	
$t_1{}^0$	$t_2{}^0$	p_1	p_2



V_1	$V_1 \dfrac{1 + \alpha t_2}{1 + \alpha t_1}$	V'	$V' . \dfrac{p_1}{p_2}$

$$V_1 = V' . \frac{1 + \alpha t_2}{1 + \alpha t_1} \qquad\qquad V_2 = V' . \frac{p_1}{p_2}$$

Durch Substitution erhält man aus den Gleichungen (a) und (b) die:

Allgemeine Reduktionsgleichung für Gase.

$$V_2 = V_1 \frac{(1 + \alpha t_2) p_1}{(1 + \alpha t_1) p_2} \quad . \; . \; . \; . \; . \; . \; . \; . \; . \quad (4)$$

Dieselbe dient zur Reduktion eines jeden Gasvolums V_1, gemessen bei t_1 und p_1, auf ein anderes Volum V_2, gemessen bei t_2 und p_2.

Reduziere 250 ccm Wasserstoff, gemessen bei 28° und 743 mm, auf 10° und 720 mm!

$V_1 = 250$ ccm; $p_1 = 743$ mm; $t_1 = 28°$; $p_2 = 720$ mm; $t_2 = 10°$, also

$$V_2 = 250 \cdot \frac{(1 + 0{,}003\,665 \cdot 10) \cdot 743}{(1 + 0{,}003\,665 \cdot 28) \cdot 720} = 242{,}56 \text{ ccm.}$$

Reduziere 120 l Kohlensäure, gemessen bei 190° und 513 mm, auf $-20°$ und 710 mm!

$V_1 = 120$; $p_1 = 513$; $t_1 = 190$; $p_2 = 710$ mm; $t_2 = -20$

$$V_2 = 120 \cdot \frac{(1 - 0{,}003\,665 \cdot 20) \cdot 513}{(1 + 0{,}003\,665 \cdot 190) \cdot 710} = 47{,}36 \text{ l.}$$

Ein besonderer Fall, der bei derartigen Rechnungen vorkommt, ist der, wenn es sich darum handelt, ein bei einer beliebigen Temperatur t und unter einem beliebigen Druck p gemessenes Gasvolum V auf Normaldruck und Normaltemperatur zu reduzieren. Dann wird $p_1 = p$, $t_1 = t$, $p_2 = 760$ und $t_2 = 0$. Nennt man daher das in dieser Weise reduzierte Volum V_0, so ist die

Reduktionsgleichung für Gase auf Normaldruck und -temperatur:

$$V_0 = V \cdot \frac{(1 + \alpha \cdot 0)p}{(1 + \alpha t)760} = \frac{Vp}{(1 + \alpha t)760} \quad \ldots \ldots \quad (4^*)$$

Oder umgekehrt, wenn man von einem bei Normaldruck und -temperatur gemessenen Volum auf ein anderes gelangen will:

$$V = V_0 \frac{(1 + \alpha t)\,760}{p} \quad \ldots \ldots \ldots \quad (4^{**})$$

Reduziere 250 ccm Wasserstoff, gemessen bei 28° und 743 mm, auf Normaldruck und -temperatur!

$V = 250$; $t = 28$; $p = 743$.

$$V_0 = \frac{250 \cdot 743}{(1 + 0{,}003665 \cdot 28)\ 760} = 221{,}56 \text{ ccm.}$$

Reduziere 68 l Kohlensäure, gemessen bei $-16°$ und 820 mm, auf Normaldruck und -temperatur!

$V = 68$; $t = -16$; $p = 820$.

$$V_0 = \frac{68 \cdot 820}{(1 - 0{,}003\,665 \cdot 16)\ 760} = 86{,}32 \text{ l.}$$

Reduziere 80 l von 0° und 760 mm auf 20° und 950 mm.

$$V = 80 \cdot \frac{(1 + 0{,}003665 \cdot 20)\ 760}{950} = 93{,}27 \text{ l.}$$

Aus Gleichung (4) leiten sich noch die folgenden beiden ab:

$$p_2 = p_1 \frac{V_1(1 + \alpha t_2)}{V_2(1 + \alpha t_1)} \quad \ldots \ldots \ldots \quad (5)$$

$$t_2 = \frac{1}{\alpha}\left(\frac{V_2 p_2}{V_1 p_1}[1 + \alpha t] - 1\right) \quad \ldots \ldots \ldots \quad (6)$$

Durch (5) berechnet man den Druck, auf den ein bei p_1 und t_1 abgemessenes Volum V_1 gebracht werden mufs, damit es bei t_2 das Volum V_2 einnimmt, z. B.:

Auf welchen Druck müssen 50 l Luft, gemessen bei 22° und 753 mm, gebracht werden, wenn dieselben bei 0° 30 l betragen sollen?

$V_1 = 50;\ t_1 = 22;\ p_1 = 753;\ V_2 = 30;\ t_2 = 0.$

$$p_2 = 753 \,.\, \frac{50\,(1 + 0{,}003\,665 \,.\, 0)}{30\,(1 + 0{,}003\,665 \,.\, 22)} = 1161\text{ mm} = 1{,}528\text{ Atm.}$$

Durch (6) berechnet man die Temperatur, auf die ein bei t_1 und p_1 gemessenes Volum V_1 gebracht werden mufs, wenn es bei p_2 zu V_2 werden soll.

Man hat 100 l Wasserstoff, gemessen bei 20° und 650 mm; wie stark mufs man das Gas erwärmen, damit es bei 760 mm ein Volum von 180 l einnimmt?

$V_1 = 100;\ t_1 = 20;\ p_1 = 650;\ V_2 = 180;\ p_2 = 760.$

$$t_2 = 272{,}85\left(\frac{760 \,.\, 180}{650 \,.\, 100}\,[1 + 0{,}003\,665 \,.\, 20] - 1\right) = 343^{\circ}.$$

Um wieviel Grad mufs man ein bei 0° gemessenes Gasvolum erwärmen, wenn es bei gleichbleibendem Druck das doppelte Volum einnehmen soll?

$V_1 = 1;\ t_1 = 0;\ p_1 = p_2 = 1;\ V_2 = 2.$

$$t_2 = 272{,}85\left(\frac{1 \,.\, 2}{1 \,.\, 1}\,[1 - 0{,}003\,665 \,.\, 0] - 1\right) = 272{,}85\,(2 - 1) = 272{,}85^{\circ}.$$

Ein jedes Gas dehnt sich also, wenn es um 272,85° oder rund 273° erwärmt wird, auf sein doppeltes Volum aus.

Ein besonderes Interesse gewährt noch die Lösung folgender

Aufgabe: Welches Volum nimmt ein bei beliebigem Druck und beliebiger Temperatur gemessenes Gas ein, wenn es auf − 273° abgekühlt wird.

Auflösung: Hierzu dient Gleichung (4): $t_2 = -273^{\circ}$.

$$V_1 = V_2 \,.\, \frac{(-\,0{,}003\,665 \,.\, 273)\,p_1}{(1 + 0{,}003\,665 \,.\, t_1)\,p_2} = 0,$$

denn der Faktor $(1 - 0{,}003\,665 \,.\, 273)$ ist $= 1 - 1 = 0$, d. h., wenn ein Gas bis auf − 273° abgekühlt wird, so verschwindet sein Volum gänzlich. Man nennt daher − 273° den absoluten Nullpunkt der Temperatur und bezeichnet ihn mit T.

Einflufs der Feuchtigkeit: Da beim Messen der Gase in der Regel die Feuchtigkeit nicht zu vermeiden ist, und dieselben infolgedessen Wasserdampf aufnehmen, so wird der Druck dadurch vergröfsert. Man erhält also den wahren Druck des Gases, indem man die Tension des Wasserdampfes w von p_1 oder p_2, je nachdem das gegebene oder das gesuchte Volum feucht ist, abzieht. Diese Tension steigt mit der Temperatur und mit dem Sättigungsgrade. Die Maximalspannungen finden sich

für die Temperaturgrade zwischen -32^0 und $+52^0$ in der folgenden Tabelle zusammengestellt.

Spannung (w) des Wasserdampfes bei Temperaturen zwischen -32^0 u. $+53^0$.

t^0	w	t^0	w	t^0	w	t^0	w
− 32	0,3	+ 2	5,2	+ 19	16,3	+ 36	44,3
− 30	0,4	+ 3	5,6	+ 20	17,4	+ 37	46,7
− 25	0,6	+ 4	6,0	+ 21	18,5	+ 38	49,4
− 20	0,9	+ 5	6,5	+ 22	19,7	+ 39	52,1
− 15	1,4	+ 6	6,9	+ 23	20,9	+ 40	55,0
− 10	2,1	+ 7	7,4	+ 24	22,2	+ 41	58,0
− 9	2,3	+ 8	7,9	+ 25	23,6	+ 42	61,1
− 8	2,5	+ 9	8,5	+ 26	25,0	+ 43	64,4
− 7	2,7	+ 10	9,1	+ 27	26,5	+ 44	67,8
− 6	2,8	+ 11	9,8	+ 28	28,1	+ 45	71,4
− 5	3,1	+ 12	10,4	+ 29	29,8	+ 46	75,2
− 4	3,4	+ 13	11,2	+ 30	31,6	+ 47	79,1
− 3	3,6	+ 14	11,9	+ 31	33,5	+ 48	83,2
− 2	3,9	+ 15	12,7	+ 32	35,4	+ 49	87,5
− 1	4,2	+ 16	13,5	+ 33	37,5	+ 50	92,0
0	4,5	+ 17	14,4	+ 34	39,6	+ 51	96,6
+ 1	4,9	+ 18	15,3	+ 35	41,9	+ 52	101,5

Geringere Sättigungsgrade pflegt man in Prozenten dieser Maximalspannungen auszudrücken. Demnach ist beispielsweise für volle Dampfsättigung bei $+40^0$ $w = 55{,}0$ mm, für 64-prozentige Sättigung

$$w = \frac{55{,}0 \,.\, 64}{100} = 35{,}2 \text{ mm.}$$

Man hat 100 l mit Wasserdampf gesättigter Luft gemessen bei 36^0 und 722,5 mm; welches ist das wahre Volum, reduziert auf Normaldruck und -temperatur?

Gleichung (4*); $V_1 = 100$; $t_1 = 36$; $p_1 = 722{,}5$; $w = 44{,}3$; $p_1 - w = 678{,}2$; $t_2 = 0$ und $p_2 = 760$.

$$V_0 = \frac{100 \,.\, 678{,}2}{(1 + 0{,}003\,665 \,.\, 36)\; 760} = 78{,}83 \text{ l.}$$

Wieviel Raum nehmen 50 cbm Luft, gemessen bei 0^0 und 760 mm, ein, wenn sie bei 18^0 und 650 mm völlig mit Wasserdampf gesättigt werden?

Gleichung (4**); $V_0 = 50$; $t = 18$; $p = 650$; $w = 15{,}3$; $p - w = 634{,}7$.

$$V = 50 \,.\, \frac{(1 + 0{,}003\,665 \,.\, 18) \,.\, 760}{634{,}7} = 63{,}945 \text{ cbm.}$$

Reduziere 60 l. Luft, zu 24 p. c. mit Wasserdampf gesättigt, gemessen bei 20^0 und 600 mm, auf 8^0 und 700 mm.

Gleichung (4): $V_1 = 60$; $t_1 = 28$; $p_1 = 608$; $w = \frac{28{,}1 \,.\, 24}{100} = 6{,}7$; $t_2 = 8$; $p_2 = 700$.

$$V_2 = 60 \,.\, \frac{(1 + 0{,}003\,665 \,.\, 8) \,.\, 601{,}3}{(1 + 0{,}003665 \,.\, 28) \,.\, 700} = 48{,}114 \text{ l.}$$

BAYERISCHE STAATS-BIBLIOTHEK MUENCHEN

Wieviel Raum nehmen 20 l Luft, völlig trocken bei 4° und 710 mm gemessen, ein, wenn sie, zu 18 p. c. mit Feuchtigkeit gesättigt, bei 22° und 680 mm gemessen werden?

Gleichung (4): $V_1 = 20$; $t_1 = 4$; $p_1 = 710$; $t_2 = 22$; $p_2 = 680$; $w = \frac{19{,}7 \,.\, 18}{100} = 3{,}5$.

$$V_2 = 20 \,.\, \frac{(1 + 0{,}003\,665 \,.\, 22)\, 710}{(1 + 0{,}003\,665 \,.\, 4)\, 676{,}5} = 22{,}35 \text{ l.}$$

Wieviel Gramm Kohlenoxyd erhält man aus 100 l Kohlensäure, welche bei 10° und 800 mm gemessen und zu 85 p. c. mit Wasserdampf gesättigt ist, wenn dieselbe durch glühende Kohle vollständig reduziert wird?

Gleichung (4*): $V = 400$; $t = 10°$; $w = 9{,}1 \times 0{,}85 = 7{,}7$; und $p = 800 - 7{,}7 = 792{,}3$.

$$\begin{array}{ccc} V_0 & & x \\ CO_2 + C & = & 2\,CO \\ 22{,}32 & & 2 \,.\, 28 \end{array}$$

$$22{,}32 : V_0 = 2 \,.\, 28 : x; \quad x = V_0 \frac{2 \,.\, 28}{22{,}32}$$

$$V_0 = \frac{400 \,.\, 792 \,.\, 3}{(1 + 0{,}00\,665 \,.\, 10)\, 760}, \text{ also}$$

$$x = \frac{400 \,.\, 792{,}3 \,.\, 2 \,.\, 28}{(1 + 0{,}003\,665 \,.\, 10)\, 760 \,.\, 22{,}32} = 1009{,}29 \text{ g.}$$

Man reduziert Wasser durch Natrium und mifst das dabei auftretende Wasserstoffgas in einer durch Wasser abgesperrten Röhre. Man findet bei 18° und einem Barometerstand von 752 mm 220 ccm. Die Niveaudifferenz zwischen dem inneren und äufseren Wasser beträgt 364,4 mm. (Spez. Gew. des Quecksilbers 13,5.) Wieviel Natriumhydrat ist in dem Wasser gelöst?

Gleichung (4*): $V = 220$; $t = 18°$; $p = 752 - \frac{364{,}4}{13{,}5} = 725$; $w = 15{,}3$.

$$\begin{array}{ccc} & x & V_0 \\ 2\,H_2O + 2\,Na & = 2\,NaOH & + H_2 \\ & 2 \,.\, 40 & 22{,}32 \end{array}$$

$$22{,}32 : V_0 = 80 : x; \quad x = V_0 \frac{80}{22{,}32}$$

$$V_0 = \frac{220\,(725 - 15{,}3)}{(1 + 0{,}003\,665 \,.\, 18)\, 760};$$

hiermit wird

$$x = \frac{220 \,.\, 709{,}7 \,.\, 80}{(1 + 0{,}003\,665 \,.\, 18)\, 760 \,.\, 22{,}32} = 690{,}8 \text{ mg.}$$

Welches Volum schweflige Säure erhält man durch Verbrennung von 1202 g Schwefel (mit 5 % fremden Beimengungen), wenn die Temperatur des Gases 230° und der Druck 740 mm beträgt?

Gleichung (4**): $V = x$; t = 230°; $p = 740$ mm.

$$\begin{array}{ccc} 1202 \,.\, 0{,}95 & & V_0 \\ S + 2\,O & = & SO_2 \\ 32 & & 22{,}32 \end{array}$$

$$32 : 1202 \,.\, 0{,}95 = 22{,}32 : V_0; \qquad V_0 = \frac{1202 \,.\, 0{,}95 \,.\, 22{,}32}{32}$$

$$V = \frac{V_0\,(1 + \alpha t)\,760}{p}, \text{ also}$$

$$x = \frac{1202 \,.\, 0{,}95 \,.\, 22{,}32 \,.\, (1 + \alpha t)\,760}{740 \,.\, 32} = 1507{,}5 \text{ l.}$$

Spezifisches Gewicht unter Nichtnormalverhältnissen: Da die spezifischen Gewichte der Gase und Dämpfe, wie oben bereits erwähnt, für Normaldruck und Normaltemperatur gelten, so müssen sie, wenn Druck und Temperatur sich ändern, und jene Beziehung auf normale Verhältnisse bleiben soll, andere Werte annehmen. Nun sind die Dichtigkeiten (spezifischen Gewichte) den Volumen umgekehrt proportional: $s_1 : s_2 = V_2 : V_1$, oder wenn man nach Gleichung (1) den Wert von V_2 substituiert:

$$s_1 : s_2 = V_1 \,.\, \frac{(1 + \alpha t_2) p_1}{(1 + \alpha t_2) p_2} : V_1;$$

woraus: $$s_2 = s_1 \,.\, \frac{(1 + \alpha t_1) p_2}{(1 + \alpha t_2) p_1} \quad \ldots\ldots\ldots \quad (7)$$

Wie grofs ist das spezifische Gewicht des Sauerstoffes bei 20° und 730 mm, bezogen auf Luft von Normaldruck und -temperatur?

$s_1 = 1{,}1088$; $t_7 = 0$; $p_1 = 760$; $t_2 = 20$; $p_2 = 730$.

$$s = 1{,}1088 \,.\, \frac{(1 + 0{,}003\,665 \,.\, 0) \,.\, 730}{(1 + 0{,}003\,665 \,.\, 20) \,.\, 760} = 0{,}9922.$$

Wie grofs ist das spez. Gewicht eines Gases, bezogen auf Normaldruck und -temperatur, wenn dasselbe bei 14,4° und 220 mm = 0,743 gefunden wurde?

$s_1 = 0{,}743$; $t_1 = 14{,}4$; $p_1 = 220$; $t_2 = 0$; $p_2 = 760$.

$$s_2 = 792 \,.\, \frac{(1 + 0{,}003\,665 \,.\, 14{,}4) \,.\, 760}{(1 + 0{,}003\,665 \,.\, 0) \,.\, 220} = 1{,}00054.$$

Dritter Abschnitt.

Verbindungen höherer Ordnung.

Hydrate und Salze.

Verbindungen höherer Ordnung sind solche, welche 3, 4 oder mehr Elemente enthalten; sie heifsen dementsprechend ternär, quaternär etc. Die wichtigsten ternären Verbindungen in der anorganischen Chemie sind die Hydrate und Salze.

I. Hydrate.

47. Hydrate[1] sind ternäre Verbindungen, welche aus einem Metalle oder Metalloid und den Elementen des Wassers, O und H, bestehen; sie können entstehen aus Oxyden durch Verbindung derselben mit Wasser. Letztere werden deshalb zur besseren Unterscheidung Anhydride[2] genannt.

1. Hydrate der Metalle oder basische Hydrate, auch Hydroxyde genannt.

Nur einige Metalloxyde (Anhydride) verbinden sich direkt mit Wasser.

Versuch [T. § 128b]. Man übergiefse gebrannten Kalk mit so viel Wasser, dafs er sich damit vollsaugt. Nach einiger Zeit zerfallen die Kalkstücke unter beträchtlicher Wärmeentwickelung zu einem trockenen Pulver (Fig. 74), welches sich in viel Wasser löst (Kalkwasser Fig. 75). Die Lösung bläut rotes Lackmus, bräunt Curcuma und rötet Phenolphtaleïn. — Dieser Vorgang wird bekanntlich Kalklöschen genannt.

Versuch [T. § 128a]. Man verbrenne Kalium oder Natrium in einer offenen Schale über der Lampe, lasse die Produkte (bedeckt) erkalten und tropfe nachher vorsichtig aus einer kleinen Pipette Wasser darauf Fig. 72). Jeder Tropfen Wasser veranlafst eine beträchtliche Wärmeentwickelung; die Masse bläht sich unter

1) griech. ὕδωρ (*hydor*), Wasser, also: wasserhaltig. — 2) griech. ἄνυδρος (*ánhydros*), wasserlos.

deutlich wahrnehmbarem Zischen auf, und wenn man nicht zuviel Wasser genommen hat, so bildet das Produkt eine trockene Masse. Durch Zusatz von mehr Wasser löst sich das Produkt klar auf; die Lösung bläut rotes Lackmus, bräunt Curcuma und rötet Phenolphtaleïn (Fig. 73).

Ergebnis. Die beträchtliche Wärmeentwickelung weist darauf hin, dafs zwischen dem Anhydride und dem Wasser eine

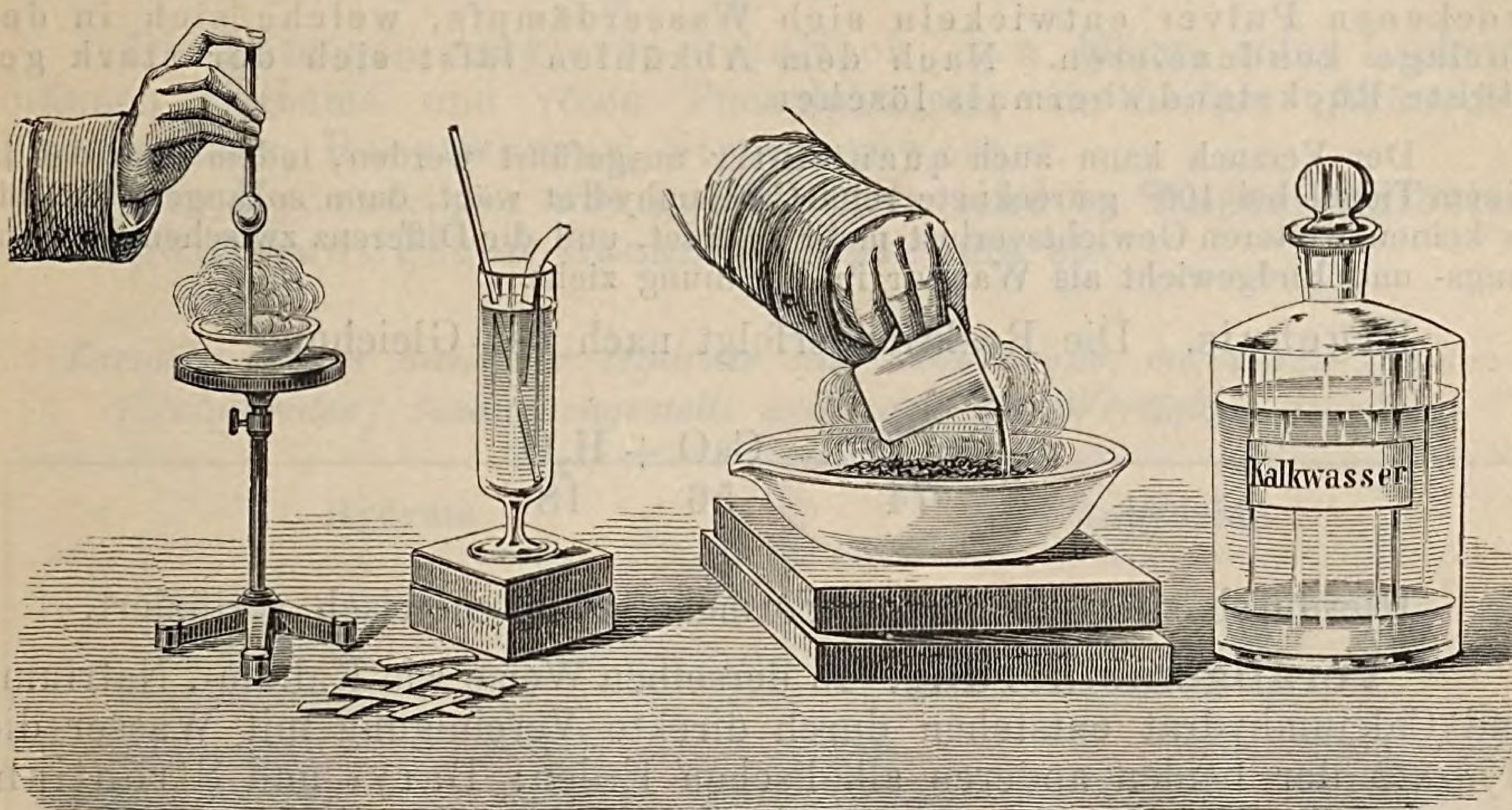


Fig. 72. Fig. 73. Bildung und Reaktion des Kaliumhydrats. Fig. 74. Fig. 75. Löschen und Lösen des Kalks.

chemische Reaktion stattfindet, welche (da sich weder H, noch O in freiem Zustande entwickelt) nur darin bestehen kann, dafs sich beide direkt miteinander verbinden, also nach folgenden Gleichungen:

$$K_2O + H_2O = K_2O_2H_2 = 2K(OH)$$
$$CaO + H_2O = CaO_2H_2 = Ca(OH)_2$$

oder in Strukturformeln:

$$\begin{matrix} K \\ K \end{matrix}\!\!>O + \begin{matrix} H \\ H \end{matrix}\!\!>O = \frac{K—O—H}{K—O—H}$$

$$Ca{=}O + \begin{matrix} H \\ H \end{matrix}\!\!>O = Ca\!\!<\!\begin{matrix} O—H \\ O—H \end{matrix}$$

Hieraus ergiebt sich, dafs in den entstandenen Produkten die Gruppe (—O—H) enthalten ist. Diese heifst Hydroxyd oder Wasserrest (nämlich Wasser minus H), ist einwertig und direkt mit den Metallen verbunden. Das einwertige Atom K′ kann demnach nur ein Hydroxyl, das zweiwertige Atom Ca″ dagegen zwei Hydroxyle binden. — Es ergiebt sich ferner, dafs die Auflösung der Oxyde in Wasser nicht ohne Hydratbildung stattfinden kann, und dafs die Farbenreaktion der Lösungen (alkalische Reaktion) den darin enthaltenen Hydraten zukommt.

Dafs in den Hydraten das Wasser oder vielmehr die Elemente des Wassers, H und O, chemisch gebunden vorhanden sind, läfst sich zeigen durch folgenden

Versuch. Man trockne Calciumhydrat längere Zeit bei 100°, bringe das trockene Pulver in eine kleine Retorte aus böhmischem Glase, lege ein längeres Rohr (als Kühlrohr) und eine Vorlage vor und erhitze stark, zuletzt bis zum Glühen. — Aus dem trockenen Pulver entwickeln sich Wasserdämpfe, welche sich in der Vorlage kondensieren. Nach dem Abkühlen läfst sich der stark geglühte Rückstand abermals löschen.

Der Versuch kann auch quantitativ ausgeführt werden, indem man das in einem Tiegel bei 100° getrocknete reine Calciumhydrat wägt, dann so lange glüht, bis es keinen weiteren Gewichtsverlust mehr erleidet, und die Differenz zwischen dem Anfangs- und Endgewicht als Wasser in Rechnung zieht.

Ergebnis. Die Reaktion erfolgt nach der Gleichung

$$\begin{array}{ccccc} Ca(OH)_2 & = & CaO & + & H_2O \\ 74 & & 56 & & 18 \end{array}$$

Hierdurch sind die obigen Formeln stöchiometrisch verifiziert,

Verallgemeinerung. In derselben Weise wie Kalium-, Natrium- und Calciumhydrat entstehen durch direkte Vereinigung mit Wasser die Hydrate der beiden anderen alkalischen Erden: Baryt und Strontian. Die übrigen Metalloxyde aber verbinden sich nicht direkt mit Wasser oder höchstens nach sehr langer Zeit. Auf indirektem Wege entstehen ihre Hydrate rasch und leicht bei der Zersetzung der Salze durch Basen (s. w. u.). Einige Metalle dagegen, z. B. Quecksilber und Silber, bilden selbst in diesem Falle keine Hydrate; ihre Oxyde existieren also nur als Anhydride. — Die Spaltung der Metallhydrate in Anhydride und Wasser durch Erhitzen gelingt bei allen, mit Ausnahme von K(OH), Na(OH) und $Ba(OH)_2$, welche selbst durch stärkstes Glühen nicht zerlegt werden können.

Kaliumhydrat oder **Kaliumhydroxyd** (Ätzkali), K(OH), kommt im Handel meist in federkieldicken Stangen vor, zieht aus der Luft rasch Feuchtigkeit an und zerfliefst dadurch nach längerer Zeit zu einer öligen Masse, ist in Wasser sehr leicht löslich (1 Teil Hydrat in $^1/_2$ Teil Wasser) (Kalilauge); die Lösung schmeckt selbst in sehr verdünntem Zustand stark ätzend, macht rotes Lackmus blau und Curcuma braun (Phenolphtaleïn rot). Sie zerstört organische, namentlich tierische Substanzen, besonders beim Erwärmen rasch. Wolle, Seide, Federn, Haare, Horn werden, wenn man sie mit mäfsig verdünnter Kaliauge in einem Becherglas erwärmt, zerstört (nicht aber Baumwolle und Leinen: Prüfung wollener Stoffe auf Baumwolle). Beim Benetzen der Haut mit Kalilauge wird jene schlüpfrig infolge oberflächlicher Zerstörung. Das Kaliumhydrat dient deshalb als Ätzmittel in der Chirurgie.

Natriumhydrat oder **Natriumhydroxyd** (Atznatron) Na(OH), dem Kaliumhydrat ähnlich.

Calciumhydrat, $Ca(OH)_2$, **Bariumhydrat,** $Ba(OH)_2$, **Strontiumhydrat,** $Sr(OH)_2$, in Wasser schwerer löslich als die Alkalien, und zwar bei 15°:

1 Teil	$Ba(OH)_2$	in circa	30	Teilen	Wasser
1 „	$Sr(OH)_2$	„	114	„	„
1 „	$Ca(OH)_2$	„	744	„	„

Die Lösungen reagieren alkalisch, d. h. bläuen rotes Lackmus, bräunen Curcuma und röten Phenolphtaleïn; sie heifsen „Wässer“: Kalkwasser, Barytwasser, Strontianwasser.

Die Hydrate der übrigen Metalle sind in Wasser unlöslich und indifferent gegen Lackmus, Curcuma etc.

Formeln einiger basischer Hydrate oder Hydroxyde, mit deren Oxyden (Anhydriden) zusammengestellt und nach der Wertigkeit geordnet.

Hydrate		Anhydride	
Namen	Formeln[1]	Namen	Formeln
Einwertige.			
Kaliumhydrat	$K^{I}(OH)$	Kali	K_2O
Natriumhydrat	$Na^{I}(OH)$	Natron	Na_2O
Zweiwertige.			
Calciumhydrat	$Ca^{II}(OH)_2$	Kalk	CaO
Bariumhydrat	$Ba^{II}(OH)_2$	Baryt	BaO
Strontiumhydrat	$Sr^{II}(OH)_2$	Strontian	SrO
Magnesiumhydrat	$Mg^{II}(OH)_2$	Magnesia	MgO
Zinkhydrat	$Zn^{II}(OH)_2$	Zinkoxyd	ZnO
Bleihydrat	$Pb^{II}(OH)_2$	Bleioxyd	PbO
Cuprohydrat[2]	$Cu_2{}^{II}(OH)_2$	Kupferoxydul	Cu_2O
Cuprihydrat[2]	$Cu^{II}(OH)_2$	Kupferoxyd	CuO
Kadmiumhydrat	$Cd^{II}(OH)_2$	Kadmiumoxyd	CdO
Dreiwertige.			
Aluminiumhydrat	$Al^{III}(OH)_3$	Thonerde	Al_2O_3
Ferrohydrat[2]	$Fe^{II}(OH)_2$	Eisenoxydul	FeO
Ferrihydrat[2]	$Fe^{III}(OH)_3$	Eisenoxyd	Fe_2O_3
Manganohydrat[2]	$Mn^{II}(OH)_2$	Manganoxydul	MnO
Manganihydrat[2]	$Mn^{III}(OH)_3$	Manganoxyd	Mn_2O_3

1) Die Formeln der Hydrate entsprechen denen der Chloride; statt Cl wird OH gesetzt (beide einwertig). — 2) Bei den Metallen, welche zwei basische Hydrate bilden, wird das dem Oxydul entsprechende Hydroxydul durch Einschiebung des Buchstaben *o*, das dem Oxyd entsprechende Hydroxyd durch Einschiebung des Buchstaben *i* bezeichnet. Man benutzt in diesem Falle die Stammsilben des lateinischen Namens der Metalle.

Hauptergebnis. Metallhydrate oder Hydroxyde sind Verbindungen von Metallen mit einer oder mehreren Gruppen Hydroyl (Wasserrest) (OH) je nach der Wertigkeit des Metalles. Sie besitzen chemische Beständigkeit, lassen sich aber, mit Ausnahme von K(OH), Na(OH) und $Ba(OH)_2$ durch Erhitzen in Anhydride und Wasser zerlegen.

2. Säurehydrate.

48. Die Oxyde der Metalloide (C, S, P, As, Sb, B und Si), welche wir früher (S. 21 bis 33) durch direkte Verbrennung der letzteren in Sauerstoff dargestellt haben, wurden wegen ihres sauren Geschmacks und ihrer Reaktion auf Farbstoffe Säuren genannt. Doch zeigte es sich schon damals, dafs dieses Verhalten nur denjenigen von den oben genannten Oxyden zukommt, welche in Wasser löslich sind, wogegen sich die unlöslichen (antimonige Säure und Kieselsäure) sowohl gegen Geschmack, als auch gegen Farbstoffe, selbst in Berührung mit Wasser, indifferent verhielten.

Es wird sich nun weiter zeigen, dafs die Auflösung der Metalloidoxyde, gerade so wie bei den Metalloxyden, stets mit einer Hydratbildung verbunden ist, dafs also auch hier die Farbenreaktion nicht den trocknen Oxyden, sondern nur den Hydraten zukommt.

Deshalb ist es richtiger, den Namen „Säuren" ausschliefslich den Hydraten zu belassen und die trockenen Oxyde entweder als „Säureanhydride" oder einfach als „Oxyde" von jenen zu unterscheiden, z. B. Schwefligsäureanhydrid oder Schwefeldioxyd, Phosphorsäureanhydrid oder Phosphorpentoxyd etc. (vgl. Tabelle auf S. 74).

In früherer Zeit bis vor 40 und einigen Jahren galt der Name „Säuren" nur für die Anhydride, und erst in der letzten Entwickelungsperiode der Chemie hat sich die neuere Bezeichnung allmählich durchgerungen; doch werden für gewisse Anhydride, z. B. für CO_2, SO_2, SiO_2 etc. die alten Namen Kohlensäure, schweflige Säure, Kieselsäure etc. nicht nur in der Litteratur der angewandten, sondern auch der theoretischen Chemie noch lange neben den neueren in Gebrauch bleiben.

a. Säureanhydride.

Schwefligsäureanhydrid oder **Schwefeldioxyd,** SO_2, früher (S. 28) unter dem Namen Schweflige Säure beschrieben (Repetition). Verbindet sich bei gewöhnlicher Temperatur nicht mit Wasser, ist also unter diesen Umständen nur als Anhydrid bekannt.

Schwefeltrioxyd oder **Schwefelsäureanhydrid,** SO_3, läfst sich nicht durch direkte Verbindung (Verbrennung) von Schwefel mit Sauerstoff (wobei nur SO_2 entsteht) darstellen, wohl aber, wenn man SO_2, mit O gemischt, über erhitzten Platinasbest (mit einem feinen Platinüberzug bedeckte Asbestfasern) leitet. Es kondensiert sich dann in der abgekühlten Vorlage zu feinen, seidenglänzenden Nadeln, in welcher

Form es, in Glaskölbchen eingeschmolzen, käuflich ist. Es ist **sehr flüchtig** und **äufserst hygroskopisch** und läfst sich deshalb nur in hermetisch geschlossenen Gefäfsen aufbewahren.

Stickstoffpentoxyd oder **Salpetersäureanhydrid**, N_2O_5, läfst sich nicht durch direkte Verbindung von Stickstoff mit Sauerstoff herstellen, sondern nur auf Umwegen. Es bildet glänzende, durchsichtige, gerade rhombische Säulen, schmilzt bei 30⁰ und beginnt unter teilweiser Zersetzung bei 45⁰—50⁰ zu sieden. Es läfst sich, selbst in Röhren eingeschmolzen, nicht lange autbewahren, da es sich bei gewöhnlicher Temperatur langsam zersetzt und dann die Röhren sprengt; ist also ein sehr unbeständiger Körper.

Phosphorpentoxyd oder **Phosphorsäureanhydrid**, P_2O_5, entsteht, wie früher (S. 30) gezeigt, durch Verbrennung von Phosphor in Sauerstoff (oder Luft) und bildet in diesem Zustande eine weifse, lockere, schneeartige Substanz, welche mit der gröfsten Begierde Wasser anzieht, also sich nur in dicht verschliefsbaren Gefäfsen aufbewahren läfst. Wegen dieser Eigenschaft wird es benutzt, um Körper zu trocknen oder wasserhaltigen Verbindungen das Wasser zu entziehen.

Kohlendioxyd oder **Kohlensäureanhydrid**, CO_2, früher (S. 24) unter dem Namen Kohlensäure beschrieben (Repetition). Verbindet sich bei gewöhnlicher Temperatur und unter gewöhnlichem Druck nicht mit Wasser, ist also unter diesen Umständen nur als Anhydrid bekannt.

Bortrioxyd oder **Borsäureanhydrid**, B_2O_3, entsteht durch Verbrennung von Bor in Sauerstoff oder Lutt (s. S. 32), wird aber leichter aus dem krystallisierten Borsäurehydrat gewonnen (s. weiter unten). Es bildet im geschmolzenen Zustande eine durchsichtige, glasige, spröde Masse, welche aus feuchter Luft Wasser anzieht.

Siliciumdioxyd oder **Kieselsäureanhydrid**, SiO_2, bildet, künstlich dargestellt, ein trocknes, in Wasser unlösliches und darin ganz unveränderliches Pulver und kommt in der Natur in Form verschiedener Mineralien vor (Repetition nach S. 33 unter Vergleichung der Mineralien No. 20 und 21).

b. Verhalten der Säureanhydride zu Wasser.

Die meisten Säureanhydride sind hygroskopisch, ziehen aus der Luft Feuchtigkeit an und verbinden sich mit flüssigem Wasser mit mehr oder weniger grofser Heftigkeit.

Schwefelsäure oder **Schwefelsäurehydrat** (*Acidum sulfuricum*). H_2SO_4, entsteht durch direkte Verbindung des Anhydrids SO_3, mit Wasser.

Versuch. Man breche unter Anwendung geeigneter Vorsichtsmafsregeln (unter dem Abzug; Schutz der Hände und der Kleidung) von einem mit SO_3 gefüllten, zugeschmolzenen Kölbchen die Spitze ab. — Es entweichen dicke, weifse, stark sauer reagierende Nebel (Lackmus), vor deren Einatmung man sich zu hüten hat.

Hieraus ergiebt sich die aufserordentliche Flüchtigkeit des Schwefeltrioxyds schon bei gewöhnlicher Temperatur. Die Nebel bestehen

aus feinsten Tröpfchen von Schwefelsäurehydrat, welches sich aus den Dämpfen des Anhydrids durch Anziehen von Wasserdampf gebildet hat.

Versuch (Fortsetzung). Nun werfe man unter dem Abzug (Vorsicht!) das geöffnete Kölbchen in einen starkwandigen, zum Teil mit Wasser gefüllten Glascylinder, dessen Boden man durch Einschütten einer dicken Schicht gut ausgewaschenen weifsen Quarzsandes geschützt hat. — Die Reaktion ist überaus heftig: Durch die starke Wärmeentwickelung bilden sich grofse Massen Wasserdampfes, welcher explosionsartig durch das Wasser bricht und in mächtigen Wolken entweicht.

Auch hier, wie bei der Einwirkung von Wasser auf die Oxyde der Alkali- und Alkalierdmetalle, läfst die beträchtliche Wärmeentwickelung darauf schliefsen, dafs sich das Säureanhydrid mit dem Wasser chemisch verbunden hat. Ein Beweis hierfür kann erbracht werden durch folgenden

Versuch (T. § 128 c.) Man erhitze die durch Lösen des Schwefeltrioxydes entstandene Flüssigkeit in einer Retorte mit eingesenktem Thermometer und vorgelegtem Kühlrohr. — Das Sieden beginnt bei 100°, das Destillat ist anfangs nur Wasser (es reagiert nicht sauer); dann steigt der Siedepunkt; allmählich beginnt das Destillat sauer zu reagieren, und zwar immer stärker, bis 326°, bei welcher Temperatur der Siedepunkt stationär wird.

Da das Vorhandensein eines konstanten Siedepunktes bei einer Flüssigkeit als der sicherste Beweis dafür gilt, dafs letztere eine einheitliche chemische Verbindung und kein Gemenge verschiedener Flüssigkeiten ist, so muss das Destillat, welches bei 326° gewonnen wird, eine Verbindung von Schwefelsäureanhydrid mit Wasser, d. h. Schwefelsäurehydrat sein, welches sich durch Erhitzen nicht wieder in seine Komponenten[1] zerlegen läfst.

Zwischen etwa 160° und 326° geht ein Gemenge von Schwefelsäurehydrat und Wasser über, d. h. eine verdünnte Schwefelsäure, welche um so konzentrierter wird, je mehr sich ihre Temperatur dem Siedepunkt 326° nähert.

Das Schwefelsäurehydrat entsteht also durch direkte Verbindung von Schwefeltrioxyd, SO_3, mit Wasser (s. o.)

$$H_2O + SO_3 = H_2(SO_4)$$

oder in Strukturformeln:

$$O\begin{cases}H\\H\end{cases} + S\begin{cases}O\\O\end{cases}O = S\begin{cases}O-O-H\\O-O-H.\end{cases}$$

Der Atomkomplex SO_4 oder $S\begin{cases}O-O-\\O-O-\end{cases}$ ist zweiwertig und kann dementsprechend 2 Atome Wasserstoff binden. Er wird Schwefelsäurerest genannt.

Die käufliche (konzentrierte) Schwefelsäure ist eine farblose, ölige Flüssigkeit. Sp. G. 1,825; destilliert bei 326° ohne Zersetzung, ist also durch Erhitzen nicht von dem Hydratwasser zu trennen. Sie ist aufserordentlich hygroskopisch, erhitzt sich stark beim Mischen mit Wasser (Fig. 76) und zieht an der Luft rasch Feuchtigkeit an.

1) Komponenten = Bestandteile, aus denen sich eine Verbindung zusammensetzt (von lat. *componĕre*, zusammensetzen).

Wird unter eine mit Wasser beschlagene Glocke ein Hygroskop und daneben eine flache Schale mit Schwefelsäure gesetzt, so erkennt man nach einiger Zeit durch Trockenwerden der Glaswände und durch die veränderte Stellung des Hygroskops die Austrocknung der Luft (Fig. 77) [T § 128d].



Fig. 76. Mischen von Schwefelsäurehydrat mit Wasser.

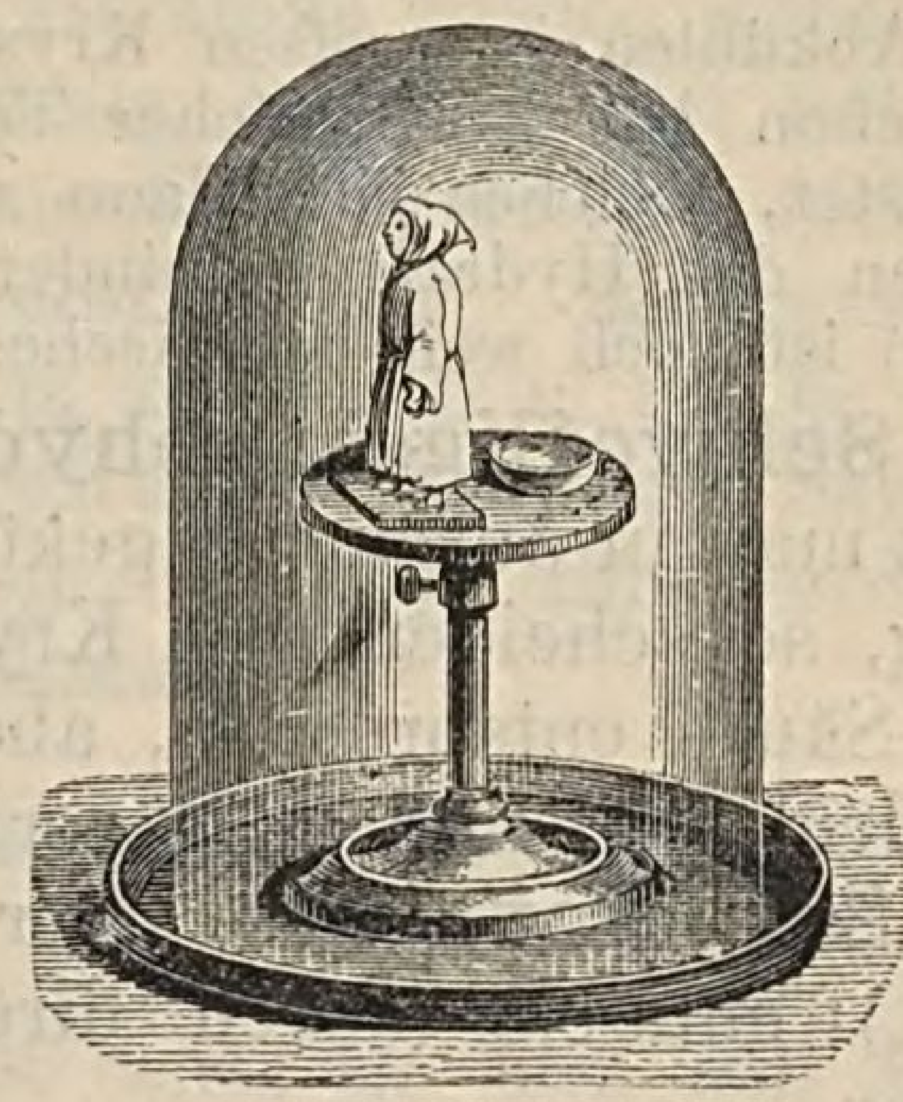


Fig. 77. Wasseranziehung durch Schwefelsäure.

Die konzentrierte Schwefelsäure wird wegen dieser Eigenschaft zum Trocknen von Gasen (in Schwefelsäure-Trockenflaschen) oder von festen und flüssigen Körpern (in Exisiccatoren) benutzt. Sie ist eine sehr starke Säure und findet deshalb eine ausgedehnte Anwendung. Sie zerstört organische Stoffe rasch infolge ihres Bestrebens, Wasser anzuziehen. Bei ihrer Benutzung ist grofse Vorsicht nötig.

Versuch. Man tauche in konzentrierte Schwefelsäure einige dünn geschnittene Späne Fichtenholz und giefse einige ccm davon auf ein Stück Zucker in einer Porzellanschale. — Die Späne werden, sobald sie eingetaucht waren, bald schwarz, der Zucker gleichfalls und verwandelt sich schliefslich unter Erhitzung und Aufblähen in eine schwarze, schmierige Masse.

Das Schwarzwerden rührt von der Abscheidung von fein verteiltem Kohlenstoff her, nachdem sich die Schwefelsäure infolge ihrer grofsen Verwandtschaft zum Wasser des im Holze und im Zucker mit Kohlenstoff verbundenen H und O bemächtigt hat.

Tabelle über den Prozentgehalt der wässerigen Schwefelsäure an H_2SO_4 bei verschiedenen spez. Gew. und Graden nach B[1] bei 15° nach (Kolb).

Grade nach B.	Spez. Gew.	Prozentgehalt an H_2SO_4	Grade nach B.	Spez. Gew.	Prozentgehalt an H_2SO_4
0	1,000	0,0	40	1,383	48,3
5	1,037	4,8	45	1,453	55,4
10	1,075	10,8	50	1,530	62,5
15	1,116	16,2	55	1,615	70,0
20	1,162	22,2	60	1,711	78,1
25	1,210	28,4	65	1,819	89,7
30	1,263	34,7	66	1,842	100,0
35	1,320	41,6			

1) B (oder Bé) = Baumé d. h. Grade der Aräometerskala nach Baumé. Für Flüssigkeiten schwerer als Wasser entspricht der Nullpunkt (am obersten Ende der Skala)

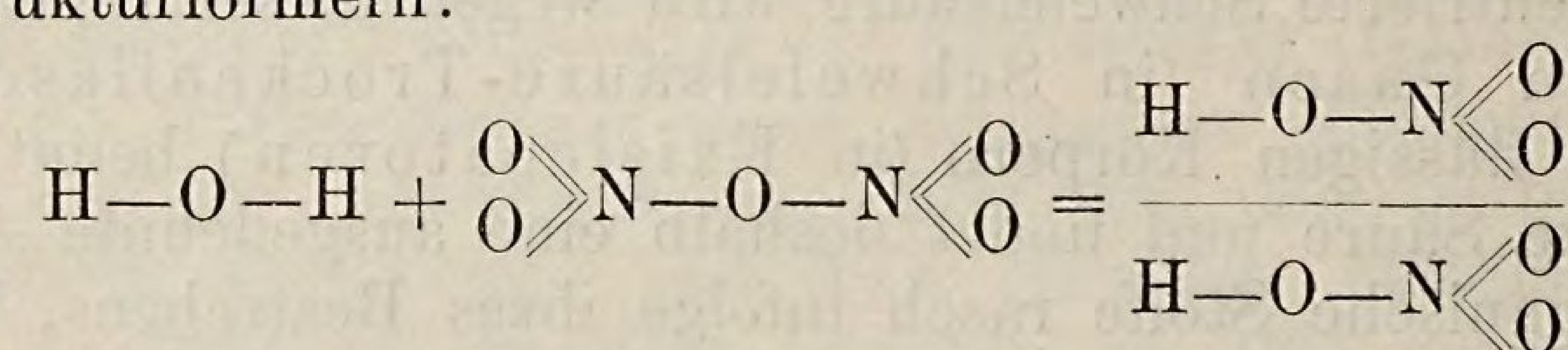
Die rauchende Schwefelsäure oder das Nordhäuser Vitriolöl[1] ist eine Auflösung von SO_3 in Schwefelsäurehydrat, also $H_2(SO_4) + xSO_3$. Sie enthält eine bestimmte chemische Verbindung von $(H_2SO_4 + SO_3) = H_2S_2O_7$, welche Pyroschwefelsäure oder Dischwefelsäure genannt wird und sich aus stark rauchender Säure beim Abkühlen in großen Krystallen ausscheidet. Die Säure raucht an der Luft, weil schon bei gewöhnlicher Temperatur das sehr leicht flüchtige Anhydrid, SO_3, verdunstet, welches sich dann sogleich mit dem Wasserdampf der Luft zu Nebelbläschen des Hydrats verbindet. — Ihre Einwirkung auf organische Körper (Holz, Zucker) ist noch weit energischer als die des Hydrats.

Schwefligsäurehydrat existiert nur bei niedriger Temperatur. Leitet man in durch Eis gekühltes Wasser Schwefeldioxyd, SO_2, bis zur Sättigung, so scheiden sich Krystalle aus, welche einem Hydrate der schwefligen Säure entsprechen, aber bei gewöhnlicher Temperatur sofort in das Anhydrid SO_2 und H_2O zerfallen.

Salpetersäure oder **Salpetersäurehydrat** (*Acidum nitricum*), $H(NO_3)$ entsteht durch direkte Verbindung von Stickstoffpentoxyd mit Wasser.

$$H_2O + N_2O_5 = 2H(NO_3)$$

oder in Strukturformeln:



Der Atomkomplex NO_3 oder $—O—N\langle{}^{O}_{O}$ ist einwertig, kann also nur ein Atom H binden. Er wird Salpetersäurerest genannt.

Die käufliche Salpetersäure ist niemals das reine Hydrat, sondern stets eine mehr oder weniger konzentrierte Lösung desselben in Wasser, deren Gehalt an Hydrat mittels des Aräometers aus dem spezifischen Gewichte erkannt werden kann.

Tabelle über den Prozentgehalt der wässerigen Salpetersäure an HNO_3 von verschiedenem spez. Gewicht und Graden B bei 15°.

Grade nach B.	Spez. Gew.	Prozentgehalt an HNO_3	Grade nach B.	Spez. Gew.	Prozentgehalt an HNO_3
0	1,000	0,0	30	1,263	41,5
5	1,037	6,3	45	1,320	50,7
10	1,075	12,7	40	1,383	61,7
15	1,116	19,4	45	1,453	78,4
20	1,162	26,3	49,5	1,524	90,5
25	1,210	33,8	49,9	1,530	92,2

dem spez. Gewicht 1 (Wasserpunkt). Ein zweiter fester Punkt ergiebt sich durch Einsenken in eine Lösung von 3 Teilen Kochsalz und 17 Teilen Wasser. Der Raum zwischen beiden wird in 15 gleiche Teile geteilt und die Teilung abwärts noch bis 72 fortgesetzt, welcher Punkt ungefähr dem spez. Gewichte 2 entspricht. — 1) Zuerst in der Nähe von Nordhausen aus Eisenvitriol bereitet. Vitriolöl wegen der dickflüssigen (öligen) Konsistenz.

Die konzentrierte wässerige reine Salpetersäure ist eine farblose, an der Luft rauchende, eigentümlich riechende Flüssigkeit; sp. G. 1,522 (mit ungefähr 90 % Hydrat); Siedep. 86°. Sie gehört zu den stärksten Säuren und zerstört Pflanzen- und Tierstoffe rasch, wobei letztere zuvor gelb gefärbt werden. (Vorsicht beim Arbeiten mit Salpetersäure; Gelbfärbung der Haut!) Im Sonnenlicht zersetzt sich die konzentrierte Salpetersäure leicht unter Gelbfärbung. Einigermafsen beständig ist die wässerige Säure mit 68 p. c. $H(NO_3)$: sp. G. 1,42, Siedep. 123°. Die unter dem Namen Scheidewasser bekannte Salpetersäure enthält 48 p. c. HNO_3 und hat das sp. G. 130. Ihre verdünnte Lösung schmeckt scharf sauer und rötet Lackmus.

Die rote, rauchende Salpetersäure ist eine Auflösung von Stickstoffdioxyd in konzentrierter Salpetersäure: $HNO_3 + xNO_2$, wovon letztere etwa 8 % aufnehmen kann. Sie ist eine tief dunkelrote Flüssigkeit, welche an der Luft dunkelrote Dämpfe von Stickstoffdioxyd ausstöfst. Auf organische Stoffe wirkt sie noch weit heftiger zerstörend ein als die gewöhnliche Salpetersäure, und deshalb ist bei ihrer Benutzung die gröfste Vorsicht nötig. Beim allmählichen Mischen mit Wasser wird sie zuerst blau, dann grün, dann farblos.

Hydrate der **Phosphorsäure.** Das Phosphorpentoxyd, Anhydrid, kann sich in mehreren Verhältnissen mit Wasser verbinden und bildet demnach drei Hydrate:

a. Metaphosphorsäure[1] $H(PO_3)$ entsteht durch Auflösen des Anhydrids in Wasser von gewöhnlicher Temperatur.

$$H_2O + P_2O_5 = 2H(PO_3).$$

Beim Erwärmen der Lösung entstehen durch weitere Aufnahme von Wasser die beiden anderen Hydrate, und zwar zuerst

b. Pyrophosphorsäure[1] $H_4(P_2O_7)$ nach der Gleichung:

$$H_2O + 2H(PO_3) = H_4(P_2O_7),$$

und durch weiteres Erwärmen der Lösung dieser Säure bildet sich endlich

c. Orthophosphorsäure[1] $H_3(PO_4)$, nach der Gleichung:

$$H_2O + H_4(P_2O_7) = 2H_3(PO_4).$$

Die Orthophosphorsäure[1] (*Acidum phosphoricum*), auch gewöhnliche Phosphorsäure genannt, ist sehr leicht in Wasser löslich und

1 griech. ὀρθός (*orthos*), recht, richtig; πῦρ (*pyr*), Feuer, Hitze; μετά (*metá*), nach. Also: Orthophosphorsäure = richtige (gewöhnliche) Phosphorsäure, Pyrophosphorsäure, aus jener durch Erhitzen, und Metaphosphorsäure, nach letzterer entstanden.

bildet damit im konzentrierten Zustande einen dicken, scharf sauer schmeckenden Sirup. Durch starkes Erhitzen der sirupdicken Lösung in einer Platinschale lassen sich auf umgekehrtem Wege durch successive Abspaltung von Wasser aus ihr die beiden anderen Hydrate wieder herstellen, daher die Namen Pyro- und Metaphosphorsäure[1]. Die Orthophosphorsäure ist die einzige, von der sich Verbindungen im Mineralreiche finden. Sie bildet einen wesentlichen Bestandteil der Pflanzen und Tiere (namentlich der Knochen), darf also weder im Ackerboden, noch in der tierischen (menschlichen) Nahrung fehlen. Sie ist von hoher landwirtschaftlicher Bedeutung, denn in dem Maſse, wie dem Boden durch die Ernten alljährlich Phosphorsäure entzogen wird, muſs der Verlust durch Zufuhr neuer Mengen wieder ersetzt werden, weil sonst das Wachstum der Pflanzen immer dürftiger und zuletzt der Boden ganz unfruchtbar werden würde. Geeignete Dünger für die Zufuhr von Phosphorsäure sind Guano, Knochenmehl, Phosphorit und Thomasschlacke (s. o. S. 62).

Kohlensäurehydrat. Eine chemische Verbindung des Kohlendioxyds, CO_2, mit Wasser läſst sich nur durch Kompression desselben mit Wasser von 0^0 auf 12—16 Atm. erzeugen; sie zerfällt aber nach Aufhebung des Druckes sofort in das Anhydrid, CO_2, und H_2O.

Borsäurehydrat (*Acidum boracicum*), $H_3(BO_3)$. Über das Verhalten desselben (Entwässerung, Wiederaufnahme des Wassers, Flammenfärbung etc.) ist bereits früher das Nötige gesagt (Repetition!).

Hydrate der **Kieselsäure.** Das Kieselsäureanhydrid verbindet sich nicht direkt mit Wasser, wohl aber, wenn es sich bei Gegenwart von Wasser aus einer Verbindung ausscheidet, wie sich später (§ 58) zeigen wird. In solcher Weise können verschiedene Hydrate entstehen:

a. Orthokieselsäure (*Acidum silicicum*), $H_4(SiO_4)$, das normale Hydrat, im Wasser ziemlich leicht löslich, von schwach saurer Reaktion. Die Lösung erstarrt beim Stehen an freier Luft, rascher beim Erhitzen, gallertartig (kolloidale[2] Kieselsäure) und trocknet allmählich zu einer festen, opalartigen, unlöslichen Masse ein. (Entstehung der Kieselsäuremineralien aus der Quarzfamilie; s. Mineralien, No. 20 und 21.)

b Metakieselsäure, $H_2(SiO_3)$, aus jener durch Austritt von H_2O (Anhydrobildung) entstehend:

$$H_4(SiO_4) — H_2O = H_2(SiO_3).$$

Beide sind im freien Zustande bekannt, die folgenden aber kommen nur in Verbindungen mit Metallen (in zahlreichen Mineralien) vor.

1) s. S. 109 Note 1. — 2) griech. κόλλα (*cólla*), Leim, also *kolloidal* = leimartig, weich wie Gallerte.

c. Dikieselsäure, $H_2(Si_2O_5)$, leitet sich durch Kondensation von 2 Mol. Orthokieselsäure unter Austritt von $3H_2O$ ab:

$$2H_4(SiO_4) - 3H_2O = H_2(Si_2O_5).$$

d. Trikieselsäure, $H_4(Si_3O_8)$, leitet sich durch Kondensation von 3 Mol. Orthokieselsäure unter Austritt an $4H_2O$ ab:

$$3H_4(SiO_4) - 4H_2O = H_4(Si_3O_8).$$

e. Polykieselsäuren. Allgemein läſst sich die weiter fortschreitende Anhydrobildung durch die Formel:

$$mH_4(SiO_4) - nH_2O = H_{4m-2n}Si_mO_{4m-n}$$

ausdrücken, und die auf solche Weise entstehenden Hydrate werden Polykieselsäuren genannt.

Diese verschiedenen Hydrate in Verbindung mit Metallen haben im Mineralreiche eine sehr groſse Verbreitung und gehören zu den wichtigsten Körpern der anorganischen Chemie.

Verallgemeinerung. Säurehydrate sind Verbindungen von Wasserstoff mit einem sogenannten „Säurerest". Dieser ist entweder, wie bei den so eben besprochenen, ein sauerstoffhaltiger Atomkomplex, dessen zweiter Bestandteil in den meisten Fällen ein Metalloid (seltener ein Metall, z. B. Cr, Mn etc.; s. die folgende Tabelle) oder ein Halogen (Cl, Br, J, F) ist. Die ersteren werden wegen ihres Sauerstoffgehalts **Oxysäuren**, die letzteren, welche früher (S. 51) besprochen sind, **Hydrosäuren** oder **Haloidsäuren** genannt.

Oxysäuren sind ternär, Haloidsäuren binär.

Je nachdem das Säuremolekül ein, zwei, drei oder vier Atome H enthält, unterscheidet man mono-, di-, tri- und tetrahydrische Säuren. — Die Zahl der Wasserstoffatome entspricht der Wertigkeit der Reste und bestimmt die „Hydrizität" der Säure.

In der folgenden Tabelle sind auſser den schon besprochenen noch einige andere wichtige Säuren, z. B. die Oxysäuren der Halogene, mit ihren Anhydriden zusammengestellt. Mehrere derselben sind im freien Zustande noch unbekannt oder existieren unter gewöhnlichen Druck- und Temperaturverhältnissen nicht; sie sind deshalb als „hypothetisch" bezeichnet und in [] geschlossen.

Formeln der wichtigsten Säurehydrate (hydrische Säuren), mit deren Anhydriden zusammengestellt und nach ihrer Hydrizität geordnet.

	Säurehydrate			Anhydride	
	Namen	Formeln	Säurerest	Namen	Formeln
	Monohydrische Säuren.				
Haloidsäuren	Chlorwasserstoff	HCl	Cl	—	—
	Bromwasserstoff	HBr	Br	—	—
	Jodwasserstoff	HJ	J	—	—
	Fluorwasserstoff	HF	F	—	—
Oxysäuren	Unterchlorige Säure	$H(ClO)$	ClO	Chlormonoxyd	Cl_2O
	Chlorige Säure.	$H(ClO_2)$	ClO_2	Chlortrioxyd	Cl_2O_3
	Chlorsäure	$H(ClO_3)$	ClO_3	Chlorpentoxyd	$[Cl_2O_5]$[1]
	Überchlorsäure	$H(ClO_4)$	ClO_4	Chlorheptoxyd	$[Cl_2O_7]$[1]
	Salpetrige Säure	$H(NO_2)$	NO_2	Stickstofftrioxyd	N_2O_3
	Salpetersäure	$H(NO_3)$	NO_3	Stickstoffpentoxyd	N_2O_5
	Metaphosphorsäure	$H(PO_3)$	PO_3	Phosphorpentoxyd	P_2O_5
	Übermangansäure	$H(MnO_4)$	MnO_4	Manganheptoxyd	Mn_2O_7
	Dihydrische Säuren.				
	Unterschweflige Säure	$H_2(S_2O_3)$	S_2O_3	—	—
	Schweflige Säure	$[H_2(SO_3)]$[1]	SO_3	Schwefeldioxyd	SO_2
	Schwefelsäure	$H_2(SO_4)$	SO_4	Schwefeltrioxyd	SO_3
	Kohlensäure	$[H_2(CO_3)]$[1]	CO_3	Kohlendioxyd	CO_2
	Metakieselsäure.	$H_2(SiO_3)$	SiO_3	—	—
	Dikieselsäure	$[H_2(Si_2O_5)]$	Si_2O_5	—	—
	Chromsäure	$[H_2(CrO_4)]$[1]	CrO_4	Chromtrioxyd	CrO_3
	Mangansäure	$[H_2(MnO_4)]$[1]	MnO_4	Mangantrioxyd	$[MnO_3]$
	Trihydrische Säuren.				
	Orthophosphorsäure	$H_3(PO_4)$	PO_4	—	—
	Borsäure	$H_3(BO_3)$	BO_3	Bortrioxyd	B_2O_3
	Tetrahydrische Säuren.				
	Orthokieselsäure	$H_4(SiO_4)$	SiO_4	Siliciumdioxyd	SiO_2
	Trikieselsäure	$[H_4(Si_3O_8)]$	Si_3O_8	—	—
	Pyrophosphorsäure	$H_4(P_2O_7)$	P_2O_7	—	—

1) Hypothetisch.

II. Salze.

49. Salze sind Verbindungen von Metallen mit Säureresten. Sie können durch Einwirkung von Säuren auf Metallhydrate oder Metalloxyde (welche in diesem Falle basische Oxyde oder Basen genannt werden) oder auch von Säuren auf Metalle entstehen. Aus den Hydraten der Oxysäuren, welche einen sauerstoffhaltigen Rest abgeben, entstehen hierbei **Oxysalze** (oder eigentliche Salze), welche ternär sind, aus den Hydrosäuren (Haloidsäuren) dagegen **Haloidsalze** (Chloride etc., s. S. 51), welche nur binär sind.

Zusammenfassung. Metallhydrate sind Verbindungen von Metallen mit einem oder mehreren Gruppen Hydroxyl je nach der Wertigkeit des Metalls.

Säurehydrate oder kurzweg Säuren sind Verbindungen von einem oder mehreren Atomen H mit einem Säurerest.

Salze sind Verbindungen von Metallen mit Säureresten. Bezeichnen wir mit M ein Metall, mit $\overline{Ac}$ einen Säurerest, so haben wir ohne Berücksichtigung der Wertigkeit die allgemeinen Formeln:

M(OH)	H($\overline{Ac}$)	M($\overline{Ac}$)
Metallhydrat.	Säurehydrat.	Salz.

1. Darstellung von Salzen aus Säuren und Basen.

Der Name „Basen“ galt früher für Metalloxyde, jetzt nur noch für Metallhydrate, welche fähig sind, durch ihr Zusammenwirken mit Säuren Salze zu bilden. Er rührt aus einer Zeit her, da man die Metalloxyde selbst als Grundlage der Salze betrachtete. Wenngleich diese Auffassung keine Gültigkeit mehr hat, so ist der Name doch noch in Gebrauch geblieben.

Versuch [T. § 131 u. § 136]. Man übergieſse in zwei Kelchgläsern nebeneinander a. festes Natriumhydrat mit wässeriger Salzsäure (Fig. 78), b. festes Kaliumhydrat mit konzentrierter Schwefelsäure unter geeigneten Vorsichtsmaſsregeln, bis Lackmus durch das Produkt nicht mehr verändert wird (Fig. 79). — In beiden Fällen tritt starke Erhitzung ein unter Entweichen reichlicher Mengen von Wasserdampf. Die entstehenden Verbindungen sind in Wasser löslich, indifferent gegen Lackmus und schmecken weder sauer, noch ätzend, sondern salzig. — Das in Reaktion a. entstehende Produkt wird leicht als gewöhnliches Kochsalz (Chlornatrium S. 46) erkannt.

Ergebnis. Die Alkalihydrate treten mit Säuren in Wechselwirkung. Es entstehen neue Verbindungen, welche weder den Charakter einer Säure, noch einer Base besitzen, salzartig schmecken und sich gegen Lackmus indifferent verhalten. Die Säure und die Base haben sich gegenseitig „neutralisiert“. Da die Verbindung unter Abscheidung von Wasser erfolgt, so kann die Reaktion in beiden Fällen nur folgende sein:

$$Na(OH) + HCl = NaCl + H_2O$$
$$2K(OH) + H_2(SO_4) = K_2(SO_4) + 2H_2O.$$

Die Prozesse sind also Wechselzersetzungen, indem das Metall des Hydroxydes sich an die Stelle des Wasserstoffs in der Säure setzt, ganz wie bei den früher betrachteten Wechselzersetzungen zwischen Oxyden und HCl, bezw. H_2S (S. 84 und 85). Der durch Metall vertretbare Wasserstoff der Säure wird deshalb auch „basischer Wasserstoff“ genannt. Das Hydroxyl verbindet sich dann mit dem ausgeschiedenen Wasserstoff zu Wasser, welches als Nebenprodukt austritt. Man kann aber auch sagen: Die Reste tauschen sich aus, nämlich Wasserrest gegen Säurerest. Ist letzterer ein Halogen (wie bei den Haloidsäuren), so entsteht ein Haloidsalz, ist er sauerstoffhaltig (wie bei den Oxysäuren): ein Oxysalz. Oder kurz: Aus Haloidsäuren entstehen Haloidsalze, aus Oxysäuren: Oxysalze.



Fig. 78.



Fig. 79.

Einwirkung von Säuren auf Basen.

Verallgemeinerung. Bezeichnen wir wieder mit M ein Metall und mit $(\overline{Ac})$ einen Säurerest, so gilt für die Bildung der Salze aus Hydroxyden und Säurehydraten die allgemeine Formel (ohne Berücksichtigung der Wertigkeit):

$$\underset{\text{Metallhydrat}}{M(OH)} + \underset{\text{Säurehydrat}}{H(\overline{Ac})} = \underset{\text{Salz}}{M(\overline{Ac})} + \underset{\text{Wasser.}}{HOH}$$

Nach dieser allgemeinen Formel läfst sich ohne weiteres die Bildungsweise zahlreicher Salze voraussagen, wobei die Wertigkeit der Metalle und der Reste und ferner der Umstand zu berücksichtigen ist, dafs diejenigen Metalle, welche zwei basische Oxyde und dem entsprechend auch zwei Chloride und zwei Hydrate haben, mit Oxysäuren auch zwei Reihen von Oxysalzen bilden; z. B.:

$$Ba(OH)_2 + 2H(NO_3) = Ba(NO_3)_2 + 2H(OH)$$
$$Al(OH)_3 + 3HCl = AlCl_3 + 3H(OH)$$

$$\begin{cases} Fe(OH)_2 + H_2(SO_4) = Fe(SO_4) + 2H(OH) \\ \text{Ferrohydrat} \qquad\qquad \text{Ferrosalz} \\ 2Fe(OH)_3 + 3H_2(SO_4) = Fe_2(SO_4)_3 + 6H(OH) \\ \text{Ferrihydrat} \qquad\qquad \text{Ferrisalz} \end{cases}$$

$$\begin{cases} Cu_2(OH)_2 + 2HCl = Cu_2Cl_2 + 2H(OH) \\ \text{Cuprohydrat} \qquad\qquad \text{Cuprosalz} \\ Cu(OH)_2 + 2HCl = CuCl_2 + 2H(OH) \\ \text{Cuprihydrat} \qquad\qquad \text{Cuprisalz} \end{cases}$$

etc. etc.

Um die neuen Produkte zu benennen, verbindet man bei den Oxysalzen den Namen des Säurerestes mit dem des Metalls, z. B. schwefelsaures Kalium, salpetersaures Barium, kohlensaures Calcium und hängt bei denjenigen Metallen, welche zwei basische Oxyde haben (Cr, Fe, Mn, Co, Ni, U, Hg, Cu, Sn, Pt s. Tabelle S. 75) zur Unterscheidung die Silben -oxyd oder -oxydul an, z. B. schwefelsaures Eisenoxydul (Ferrosalz), schwefelsaures Eisenoxyd (Ferrisalz), borsaures Manganoxydul (Manganosalz), schwefelsaures Quecksilberoxyd (Mercurisalz). Bei den Haloidsalzen gebraucht man die schon von früher bekannten Namen: Natriumchlorid, Aluminiumchlorid, Eisenchlorür (oder Ferrochlorid), Eisenchlorid (oder Ferrichlorid) etc.

49. b. Salze können aber auch durch Einwirkung von Anhydriden auf Anhydride oder von Anhydriden auf Hydrate entstehen. So z. B. vereinigt sich Kalk, wenn man ihn stark (bis fast zum Glühen) erhitzt (nicht bei gewöhnlicher Temperatur und der Abwesenheit jeder Spur von Wasserdampf) und mit Kohlensäure in Berührung bringt [T. § 129], unter Erglühen direkt mit letzterer durch einfache Addition:

$$CaO + CO_2 = Ca(CO_3).$$

Ferner geht aus der Bildung eines Niederschlages beim Einleiten von Kohlensäureanhydrid in Kalkwasser hervor, dafs das Kohlensäureanhydrid das Calciumhydrat unter Abscheidung von Wasser zersetzt.

$$Ca(OH)_2 + CO_2 = Ca(CO_3) + H_2O$$

(wenn man nicht annehmen will, dafs die CO_2 zuvor mit dem Wasser ein Hydrat bildet).

Dieselbe Reaktion tritt auch ein, wenn Kohlensäure auf festes Calciumhydrat einwirkt, wobei man die Abscheidung des Wassers direkt wahrnehmen kann.

Versuch [T. § 130]. Man forme aus Kalkbrei und Sand kleine Ziegel und trockene diese bei mäfsiger Hitze vollständig aus (Fig. 80); dann bringe man sie in einen Ballon und leite trockenes Kohlensäureanhydrid hinein (Fig. 81). — Die Einwirkung erfolgt unter starker Wärmeentwickelung, wobei reichliche Mengen von Wasserdampf entweichen, welche man zu flüssigem Wasser kondensieren kann.

Dieser Prozefs findet immer statt, wenn in frisch mit Mörtel geputzten Wohnungen Kohlensäure (durch Atmung) entwickelt wird. Die

Wände werden dann, selbst wenn sie zuvor völlig ausgetrocknet waren, durch Entbinden des Hydratwassers wieder feucht. Man beugt diesem Übelstande vor, indem man in der Wohnung vor dem Beziehen durch Verbrennung von Holzkohlen oder Koks in gut ziehenden Windöfen oder durch zahlreiche Gasflammen Kohlensäure längere Zeit hindurch entwickelt, natürlich bei geschlossenen Fenstern.

Dafs auch basische Anhydride (Metalloxyde) mit Säurehydraten Salze bilden, läfst sich sehr leicht zeigen, indem man Eisenoxyd, Kupferoxyd, Zinkoxyd, Quecksilberoxyd etc. mit Schwefelsäure, Salpetersäure oder Salzsäure in Probiergläsern zusammenbringt und, wenn

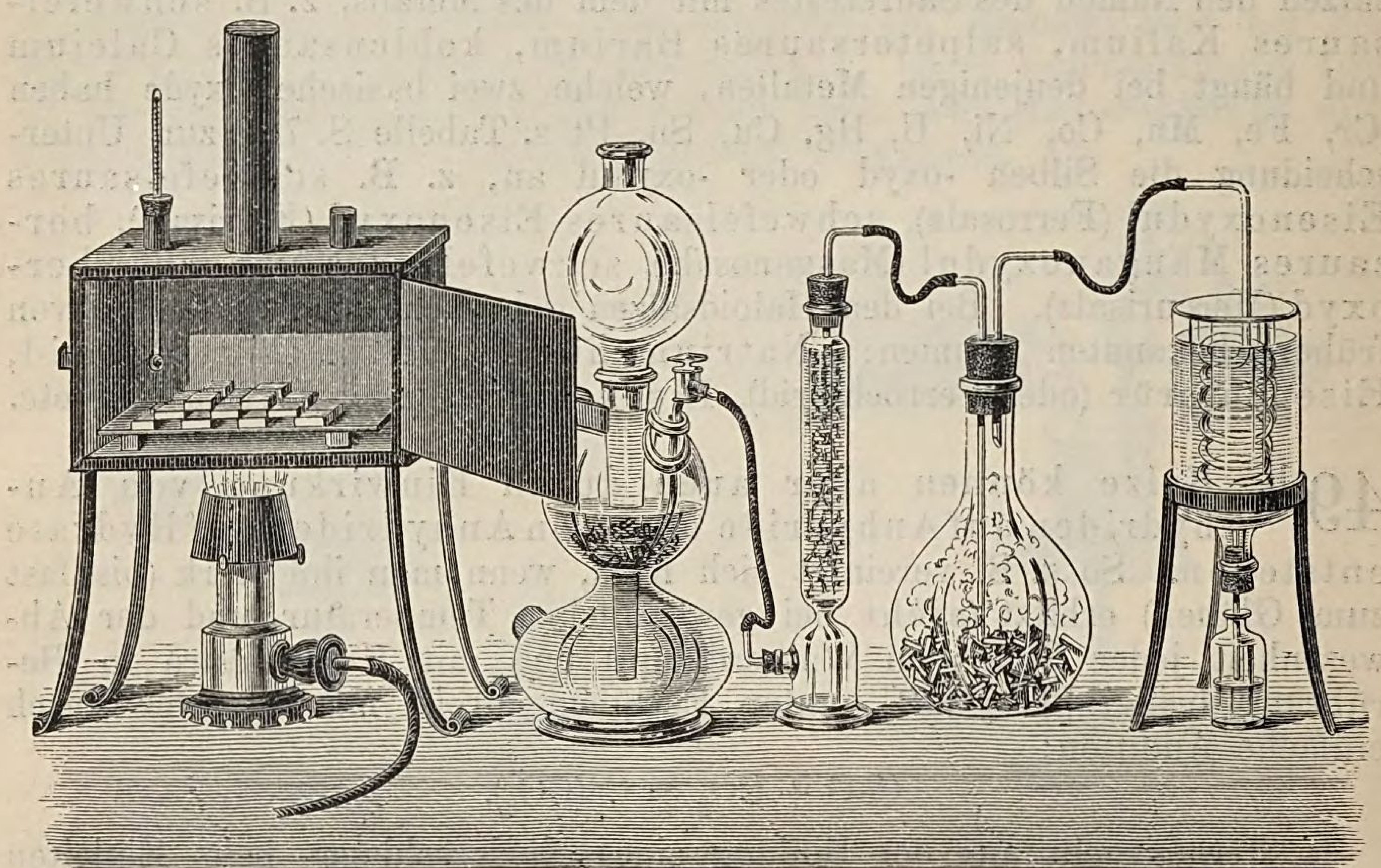


Fig. 80. Trocknen der Kalkziegel. Fig. 81. Austreibung des Hydratwassers.

nötig, etwas erwärmt [T. § 134 u. 138]. Es treten dann Reaktionen ein, die sich durch folgende Schemata ausdrücken lassen:

$$CuO + H_2(SO_4) = Cu(SO_4) + H_2O$$
$$HgO + 2H(NO_3) = Hg(NO_3)_2 + H_2O$$
$$Fe_2O_3 + 6HCl = 2FeCl_3 + 3H_2O.$$

In Fällen dieser Art verbindet sich das Metall mit dem Säurerest, und der dadurch abgeschiedene Wasserstoff verbindet sich mit dem Sauerstoff des Metalloxydes zu Wasser. Auch hier tauscht sich, wie in allen früheren Fällen, das Metall gegen Wasserstoff aus.

Die meisten Metalloxyde sind bekanntlich in Wasser unlöslich. Setzt man dem Wasser Säure hinzu, so tritt, wie obige Versuche zeigen, Lösung ein; allein in Wirklichkeit löst sich nicht das Metalloxyd, sondern das durch Wechselzersetzung entstandene Salz. Derartige Lösungen, bei

denen der gelöste Körper zugleich chemisch verändert wird, werden „*chemische Lösungen*“ genannt, während die anderen, bei denen er unverändert bleibt und durch Abdampfen wiedergewonnen werden kann, „*physikalische Lösungen*“ heifsen.

2. Darstellung von Salzen durch Auflösen von Metallen in Säuren.

50. **1.** Dieselben Salze, welche durch Auflösen von Basen in Oxy- und Haloidsäuren entstehen, bilden sich auch, wenn man die den Basen entsprechenden *Metalle* in den betreffenden Säuren löst, falls sie darin überhaupt löslich sind.

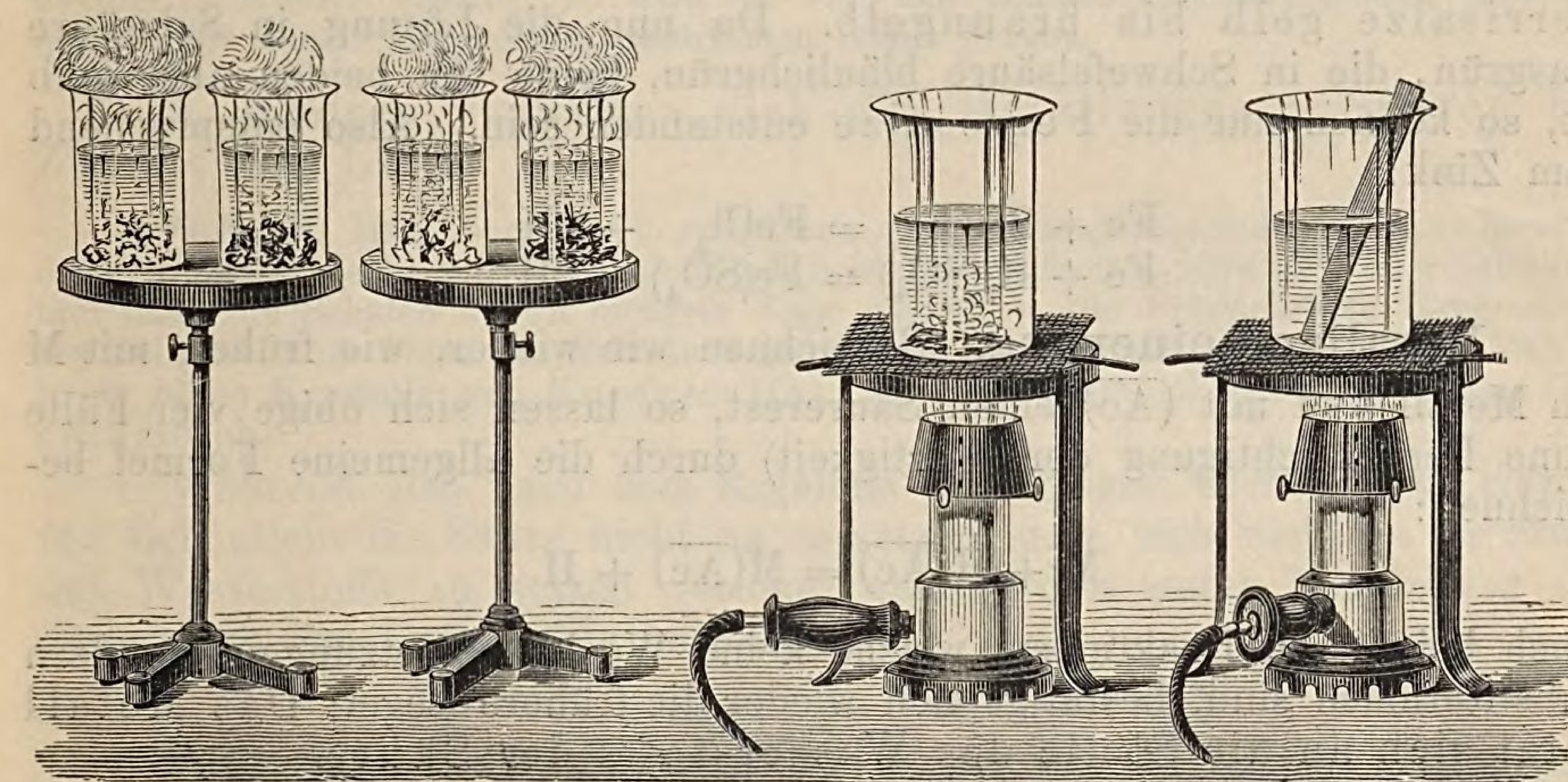


Fig. 82. Fig. 83. Einwirkung von Salz- und Schwefelsäure auf Eisen und Zink.

Fig. 84. Fig. 85. Einwirkung von Salz- und Schwefelsäure auf Zinn und Kupfer.

Versuch [T. § 148]. Man nehme vier Bechergläser, bringe in I und II (Fig. 82) granuliertes reines Zink, in III und IV (Fig. 83) zerschnittenen Eisendraht oder kleine eiserne Nägel (sogenannte Drahtstifte), giefse zu I und III reine konzentrierte Salzsäure, zu II und IV reine verdünnte Schwefelsäure. *In allen vier Fällen entwickelt sich Wasserstoff.* Nach Vollendung der Reaktion filtriere man die Flüssigkeiten, dampfe sie in Porzellanschalen auf ein kleines Volum ein und lasse abkühlen. — *Nach dem Erkalten findet man in den Gläsern II, III und IV reichliche Krystallisationen. Die Lösung aus dem Glase I dagegen ist, wenn sie hinreichend konzentriert war, zu einer krystallinischen Masse erstarrt.*

Ergebnis. Beim Zink, welches nur *ein* Oxyd (ZnO), *ein* Hydrat ($Zn[OH]_2$), und *ein* Chlorid ($ZnCl_2$) hat, ist es unzweifelhaft, dafs die entstandenen Produkte nur das dem Oxyd entsprechende Zinkchlorid $ZnCl_2$, bezw. schwefelsaure Zink, $Zn(SO_4)$, sein können.

ZnO	$Zn(OH)_2$	$ZnCl_2$	$Zn(SO_4)$
Zinkoxyd	Zinkhydrat	Zinkchlorid	schwefels. Zink.

Die Reaktionen sind demnach:

$$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + 2H$$
$$Zn + H_2(SO_4) = Zn(SO_4) + 2H.$$

Das Eisen aber hat zwei basische Oxyde, FeO und Fe_2O_3, und dementsprechend zwei Hydrate, zwei Chloride und zwei Oxysalze:

FeO	$Fe(OH)_2$	$FeCl_2$	$Fe(SO_4)$
Eisenoxydul	Ferrohydrat	Ferrochlorid	schwefels. Eisenoxydul (Ferrosalz)
Fe_2O_3	$Fe(OH)_3$	$FeCl_3$	$Fe_2(SO_4)_3$
Eisenoxyd	Ferrihydrat	Ferrichlorid	schwefels. Eisenoxyd (Ferrisalz).

Demnach ist es von vornherein unbestimmt, welches der beiden Salze entstehen wird. Der Erfolg entscheidet: Ferrosalze sind meist grün, Ferrisalze gelb bis braungelb. Da nun die Lösung in Salzsäure grasgrün, die in Schwefelsäure bläulichgrün, keine von beiden aber gelb ist, so können nur die Ferrosalze entstanden sein. Also entsprechend dem Zink:

$$Fe + 2HCl = FeCl_2 + 2H$$
$$Fe + H_2(SO_4) = Fe(SO_4) + 2H.$$

Verallgemeinerung. Bezeichnen wir wieder, wie früher, mit M ein Metall und mit $(\overline{Ac})$ einen Säurerest, so lassen sich obige vier Fälle (ohne Berücksichtigung der Wertigkeit) durch die allgemeine Formel bezeichnen:

$$M + H(\overline{Ac}) = M(\overline{Ac}) + H.$$

Auch bei diesen Reaktionen, welche keine Wechselzersetzungen, sondern Substitutionen sind, bestätigt sich wieder die frühere Regel: Das Metall setzt sich an die Stelle des Wasserstoffs der Säure.

2. Nicht alle Metalle sind in Salzsäure und verdünnter Schwefelsäure löslich.

Versuch. Man bringe in verdünnte Salzsäure und in verdünnte Schwefelsäure je einen Bausch Stanniol (Fig. 84) und blankes Kupferblech (Fig. 85) und erhitze die Gläser, wobei man beobachten wird, daſs das Stanniol (Zinn) nur von der verdünnten Salzsäure, nicht aber von der Schwefelsäure, und das Kupferblech von keiner dieser beiden Säuren angegriffen wird. — Das Kupferblech bleibt gleichfalls blank, wenn man es in einem weiten Probierglase mit verdünnter Säure übergieſst und das Glas fest verstöpselt beliebig lange stehen läſst.

Untersucht man in derselben Weise das Verhalten aller übrigen Metalle zu Salzsäure und verdünnter Schwefelsäure, so ergiebt sich folgendes:

1. Die Metalle der Kalium-, Magnesium- und Calciumgruppe zersetzen die Salzsäure heftig unter Wasserstoffentwickelung; die verdünnte Schwefelsäure mit geringerer Heftigkeit.

2. Die Metalle der Aluminiumgruppe lösen sich in Salzsäure, weniger leicht in Schwefelsäure.

3. Die Metalle der Eisengruppe lösen sich ebenfalls in beiden Säuren, und zwar Mangan und Zink in beiden sehr leicht, Eisen etwas weniger leicht.

4. Die Metalle der Bleigruppe sind mit Ausnahme des Kadmiums in beiden Säuren unlöslich.

5. Die Metalle der Zinngruppe sind im allgemeinen unlöslich in beiden Säuren, nur Zinn löst sich in warmer Salzsäure wenig lebhaft, in Schwefelsäure dagegen nicht.

Hieraus ergiebt sich, welche Metalle man ungefährdet mit den genannten Säuren in Berührung bringen darf, und welche nicht.

Metallene Gegenstände aus Zink, Eisen, Messing (Kupfer und Zink), Bronze (Kupfer und Zinn), Neusilber (Nickel, Zink und Kupfer) lassen sich durch verdünnte Salz- und Schwefelsäure „putzen", weil die Metalle von den Säuren oberflächlich angegriffen werden, und eine frische Schicht Metall blofsgelegt wird. Das Kupfer wird zwar selbst nicht angegriffen, aber da die oberflächliche Verunreinigung oxydiertes Kupfer enthält, so wird sie von den Säuren ebenfalls gelöst, und das Metall tritt wieder mit seinem natürlichen Glanz hervor.

3. Anders verhalten sich die Metalle gegen Säuren bei Zutritt von Luft.

Versuch. Man übergiefse in zwei flachen Krystallisationsschalen mehrere Streifen dünnen Kupferblechs mit einer niedrigen Schicht verdünnter Schwefel- oder Salzsäure und lasse die Schalen offen mehrere Tage stehen. — Die Flüssigkeiten färben sich: die Schwefelsäure blau, die Salzsäure grün, und nach längerer Zeit scheiden sich in jener blaue Krystalle von Kupfersulfat, in dieser grüne Krystalle von Kupferchlorid ab.

Während also nach dem Ergebnis des vorigen Versuchs das Kupfer für sich allein die Säure nicht zu zersetzen, d. h. sich nicht an die Stelle des Wasserstoffs zu setzen vermag, gelingt dies unter Mitwirkung des Sauerstoffs der Luft. Wir haben dann:

$$O + Cu + H_2(SO_4) = Cu(SO_4) + H_2O.$$

Dies erklärt sich folgendermafsen: Das Cu hat nicht genügende Energie, um die Schwefelsäure in H_2 und SO_4 zu spalten und sich dann mit dem Rest SO_4 zu verbinden. Ist aber O vorhanden, so tritt dessen Verwandtschaft zu H_2 mit ins Spiel und unterstützt die des Cu zu SO_4, wodurch die Spaltung der Säure bewirkt wird.

Ähnlich wie Cu verhalten sich auch (mit Ausnahme von reinem Au, Ag und Pt) die übrigen Metalle, welche für sich durch Säuren nicht angegriffen werden. Man darf also metallene Gegenstände mit Säuren bei Gegenwart von Luft nicht längere Zeit in Berührung lassen. Kocht man z. B. Speisen in kupfernen Kesseln (was an sich unschädlich ist), so dürfen dieselben nicht in dem Gefäfs erkalten; silberne Löffel dürfen nicht in sauren Speisen liegen bleiben, sie werden sonst grün unter Auflösung von Cu, welches mit dem Silber legiert ist. In beiden Fällen werden, da Kupfersalze giftig sind, die Speisen vergiftet. Kupferbleche werden an feuchter Luft, oder wenn sie abwechselnd durch Regen nafs und dann wieder trocken werden, grün durch Bildung eines Kupfersalzes (Grünspan, Patina), wobei die Kohlensäure der Luft mitwirkt. (In Städten, wo Braun- oder Steinkohlen gefeuert werden, „patinisieren" sich Kupferdächer oder bronzene Bildsäulen nicht, weil sich durch den Schwefelgehalt des Kohlenrauches schwarzes Schwefelkupfer bildet.

4. Auch unter Mitwirkung der Elektrizität werden Metalle, die sich sonst in Säuren nicht lösen, aufgelöst.

Versuch. Man verbinde die beiden Pole einer galvanischen Batterie mit Kupferdrähten und schliefse durch Eintauchen der letzteren in verdünnte Schwefelsäure den Strom — Am negativen Pole (Kathode) entwickelt sich H, am positiven (Anode) dagegen kein Gas (O); vielmehr kann man beobachten, wie sich das Metall allmählich löst.

Auch hier ist es die Energie des am positiven Pole (Anode) frei werdenden O, welche der Verwandtschaft von Cu zu dem Säurerest zu Hilfe kommt und die Lösung des Metalles bewirkt.

3. Anhang.

51. **Ammoniak**[1], **Ammonium, Ammoniumoxyd, Ammoniumhydroxyd.** An diesem Orte mufs einer eigentümlichen Verbindung von Stickstoff und Wasserstoff gedacht werden, deren Hydrat sich wie eine starke Base verhält.

Unter dem Namen Ammoniakflüssigkeit oder Salmiakgeist kommt im Handel eine wässerige, stechend riechende Flüssigkeit vor, welche rotes Lackmus stark bläut, Curcuma bräunt und Phenolphtaleïn rötet, sich also wie die Lösung eines Alkalis verhält. Den Säuren gegenüber spielt sie die Rolle einer Base.

Versuch [T. § 132]. Man färbe Ammoniakflüssigkeit durch einige Tropfen Lackmuslösung blau und setze vorsichtig verdünnte Schwefelsäure, Salpetersäure oder Salzsäure zu, bis die blaue Farbe des Lackmus soeben in rot übergeht. Dann dampfe man die Lösung so weit ein, bis sich an ihrer Oberfläche eine Krystallhaut zeigt, und lasse erkalten. — Es scheidet sich in allen drei Fällen eine weifse, krystallinische Salzmasse aus, welche man durch Filtrieren von der Mutterlauge trennt und bei gelinder Wärme trocknet. Die Krystalle schmecken salzig und eigentümlich kühlend.

Um diesen Vorgang zu verstehen, merke man folgendes. Das stechend riechende, in der Ammoniakflüssigkeit enthaltene Gas ist

$$NH_3 \text{ Ammoniak.}$$

Es ist also eine ungesättigte Wasserstoffverbindung des Stickstoffs $\equiv N \equiv H_3$. Seine Lösung in Wasser kann man in der Weise auffassen, dafs ein Molekül Ammoniak auf ein Molekül Wasser einwirkt:

$$NH_3 + H_2O = H_5O = (NH_4)(OH).$$

Der Atomkomplex (NH_4), Ammonium genannt, verhält sich wie ein einwertiges Radikal, da die 4 Atome H nur 4 Verwandtschaftseinheiten des fünfwertigen Stickstoffs sättigen und die fünfte noch frei lassen. Dementsprechend verbindet sich ein Molekül Ammonium (NH_4) mit 1 Molekül Hydroxyl zu

$$(NH_4)(OH) \text{ Ammoniumhydroxyd oder Ammon.}$$

1) von *sal ammoniacum* = Salmiak (s. u.), aus welchem das Ammoniak gewonnen wird.

Die Ammoniakflüssigkeit kann demnach als eine wässerige Lösung von Ammoniumhydrat betrachtet werden. Da sie sich in ihren Farbenreaktionen und auch gegen Säuren gerade so wie die Lösung eines Alkalihydrats (Kalium- oder Natriumhydroxyd) verhält, so rechnet man das Ammoniumhydroxyd selbst zu den Alkalien und das hypothetische Radikal:

(NH_4) Ammonium,

zu den Alkalimetallen, obgleich es bis jetzt noch nicht gelungen ist, dasselbe zu isolieren. Um die Vergleichung noch frappanter zu machen, hat man für das Ammonium ein besonderes Symbol $Am = (NH_4)$ eingeführt, und hiermit gewinnt man folgende Nebeneinanderstellung:

K: Kalium, Na: Natrium, Am: Ammonium (hypothetisch).
K_2O: Kali, Na_2O: Natron, Am_2O: Ammoniumoxyd (hypothetisch).
K(OH): Kaliumhydrat, Na(OH): Natriumhydrat, Am(OH): Ammoniumhydrat (im Salmiakgeist enthalten).

Hierdurch werden nun die Reaktionen zwischen der Ammoniakflüssigkeit und den Säuren durchaus denjenigen zwischen den Alkalihydraten und den Säuren analog.

$$\underset{\text{Ammoniumhydrat}}{Am(OH)} + HCl = \underset{\text{Ammoniumchlorid oder Salmiak}}{AmCl} + H_2O$$

$$\underset{\text{Ammoniumhydrat}}{Am(OH)} + H(NO_3) = \underset{\text{Salpetersaures Ammonium}}{Am(NO_3)} + H_2O$$

$$\underset{\text{Ammoniumhydrat}}{2Am(OH)} + H_2(SO_4) = \underset{\text{Schwefelsaures Ammonium}}{Am_2(SO_4)} + 2H_2O.$$

Für sich in freiem Zustande existenzfähig sind also nur das Ammoniak als Gas und das Ammoniumhydrat in wässeriger Lösung als Ammoniakflüssigkeit (Salmiakgeist).

Das Ammoniak, NH_3, entsteht bei der Fäulnis organischer, stickstoffhaltiger Körper und bei der trockenen Destillation der Steinkohlen. Es ist ein farbloses, unsichtbares Gas, von stechendem Geruch, irrespirabel, spez. Gewicht 0,59, also bedeutend leichter als Luft, wird vom Wasser in beträchtlichen Mengen absorbiert (nach Bunsen absorbiert 1 Vol. Wasser von 0^0: 1050 Vol., von 15^0: 727 Vol. NH_3) und läfst sich bei gewöhnlicher Temperatur durch einen Druck von 7—8 Atmosphären zu einer farblosen, leicht beweglichen Flüssigkeit verdichten. Dieses flüssige Ammoniak siedet unter gewöhnlichem Luftdrucke bei etwa -37^0 und erzeugt dabei durch Wärmebindung bedeutende Temperaturerniedrigung. Hierauf beruht seine Wirkung in der Eismaschine zur Erzeugung künstlichen Eises (s. folgende Seite).

Die Ammoniakflüssigkeit (*Liquor Ammonii caustici*) oder Salmiakgeist ist eine mehr oder weniger gesättigte Lösung von Ammoniakgas in Wasser. Sie besitzt den stechenden Geruch des Ammoniaks und einen brennend alkalischen Geschmack, bläut rotes Lackmus, bräunt Curcuma und rötet Phenolphtaleïn; die gefärbten Papiere nehmen nach dem Ver-

dunsten des Ammoniaks ihre frühere Farbe wieder an (flüchtiges Alkali, Alkali volatile). Die Ammoniakflüssigkeit ist leichter als Wasser, und zwar ist ihr spez. Gewicht um so geringer, je reicher sie an Ammoniak ist, wie folgende Tabelle, die den Gehalt in Gewichtsprozenten angiebt, zeigt.

Ammoniakgehalt wässeriger Ammoniaklösungen bei 15° nach Grüneberg.

Spez. Gew.	Gewichts-Prozente	Spez. Gew.	Gewichts-Prozente	Spez. Gew.	Gewichts-Prozente
1,000	0,00	0,955	11,20	0,910	24,40
0,995	1,05	0,950	12,60	0,905	26,00
0,990	2,15	0,945	14,00	0,900	27,70
0,985	3,30	0,940	14,45	0,895	29,50
0,980	4,50	0,935	16,90	0,890	31,40
0,975	5,75	0,930	18,35	0,885	33,40
0,970	7,05	0,925	19,80	0,880	33,50
0,965	8,40	0,020	21,30		
0,960	9,80	0,915	22,85		

Die Ammoniakflüssigkeit findet wegen ihrer alkalischen Eigenschaften in der Chemie ausgedehnte Anwendung, sie dient (mit dem gleichen Volum Terpentinöl gemischt) als vorzügliches Reinigungsmittel zur Entfernung von Fettflecken aus Kleidungsstücken, in der Zeugwäsche als Zusatz zum Waschwasser, zum Einreiben der Haut nach Insektenstichen und wird, mit etwas Anisöl versetzt (*Liquor Ammonii anisatis*), in der Medizin bei katarrhalischer Entzündung der Schleimhäute des Halses und Kehlkopfs, sowie, mit Karbolsäure und Alkohol gemischt, als Riechmittel (*Olfactorium*) zu gleichem Zweck, besonders gegen Schnupfen benutzt.

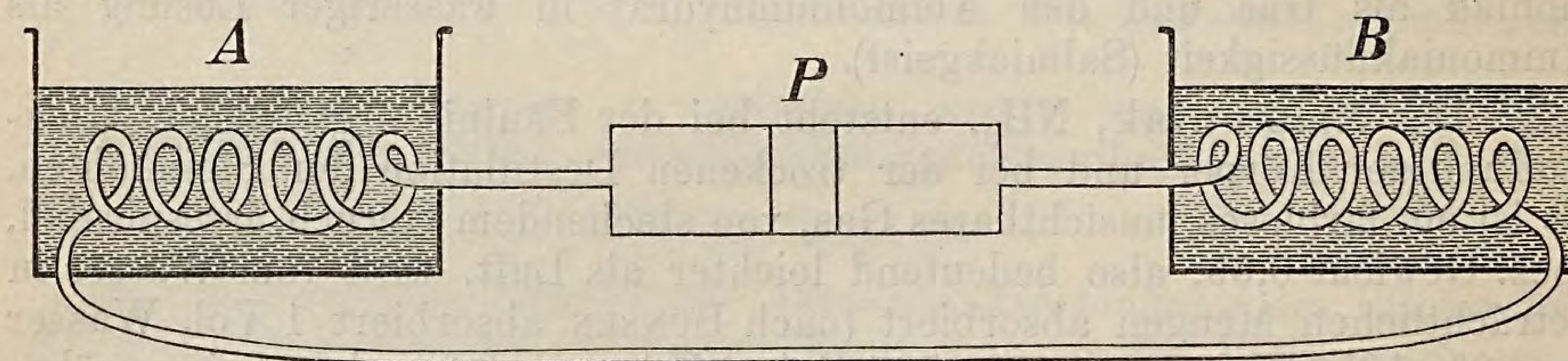


Fig. 86. Schematische Darstellung einer Ammoniakeismaschine.

Die Ammoniakeismaschine besteht im wesentlichen aus drei Hauptteilen. In der schematischen Darstellung (Fig. 86) stellt P eine starke Luftpumpe dar, die durch eine Dampfmaschine getrieben wird und zugleich als Saug- und Druckpumpe wirkt: sie saugt das Gas aus der Spirale A, in welcher eine konzentrierte wässerige Lösung von NH_3 enthalten ist, komprimiert es in B und führt die kondensierte Flüssigkeit wieder nach A zurück. Beide Spiralen liegen in Gefäſsen, welche mit Flüssigkeiten gefüllt werden können, und zwar A mit einer Lösung von Chlorcalcium und B mit kaltem Wasser (Kühlwasser). In der Spirale A wird durch die fortwährende Verwandlung des flüssigen NH_3 in Gas viel Wärme gebunden, welche der umgebenden Salzlösung entzogen wird, so daſs deren Temperatur bedeutend unter 0° sinkt (der Gefrierpunkt von Salzlösungen liegt unter 0°; s. u. S. 131). Andererseits wird durch die Kompression des NH_3-Gases Wärme frei, welche durch das äuſsere Kühl-

wasser in *B* wieder entzogen wird. Das Ammoniak zirkuliert also fortwährend aus dem kalten Raume *A* durch die Pumpe *P* nach dem warmen Raume *B* und von hier nach geschehener Abkühlung wieder nach *A*. In die abgekühlte Salzlösung kann man mit Wasser gefüllte Blechgefäfse hängen, in denen ersteres nach kurzer Zeit zu Eis gefriert, oder man kann die kalte Salzlösung selbst durch Röhren leiten, welche durch die abzukühlenden Räume oder Flüssigkeiten geführt werden, wie z. B. in der Bierbrauerei.

III. Nomenklatur der Salze.

52. **I. Deutsche Benennung.** Die Namen der Oxysalze werden dadurch gebildet, dafs man den Namen der Säure zum Adjektivum und den des Metalles zum Substantivum macht, z. B. schwefelsaures Kalium, salpetersaures Barium, kohlensaures Kupfer, borsaures Eisen etc. Da aber hierdurch bei den Salzen aller derjenigen Metalle, welche zwei basische Oxyde haben (Cr, Fe, Mn, Co, Ni, U, Hg, Cu, Sn, Pt) Zweideutigkeiten entstehen, so mufs man bei diesen zur Unterscheidung die Silben -oxyd, bezw. -oxydul anhängen, also schwefelsaures Eisenoxyd, salpetersaures Quecksilberoxydul etc. s. S. 115).

II. Wissenschaftlich chemische Benennung. Diese hat den Vorzug gröfserer Bestimmtheit und Kürze und wird deshalb in der wissenschaftlichen Chemie fast ausschliefslich angewandt. Die Oxysalze werden hier nicht nach den Basen (Metallen, sondern nach den Säuren unterschieden, indem man den Namen durch Anhängung der Silbe „at" oder „it" an den Stamm des lateinischen Namens der Oxysäure bildet, und zwar gilt „at" für die gewöhnlichen Säuren und „it" für die ...-igen Säuren. So heifst z. B.

Sulfat ein schwefelsaures Salz,
Nitrat ein salpetersaures Salz,
Chlorat ein chlorsaures Salz,
Karbonat ein kohlensaures Salz,
Phosphat ein phosphorsaures Salz,
Silikat ein kieselsaures Salz,
Sulfit ein schwefligsaures Salz,
Chlorit ein chlorigsaures Salz
etc. etc.

Durch Vorsetzung der Silben Hypo- und Hyper- oder Per- werden noch die Salze der Unter- und Über-...säuren unterschieden, z. B.

Hyposulfit ein unterschwefligsaures Salz,
Hyperchlorid ein überchlorsaures Salz.

Der Name wird dann durch Vorsetzen des Metallnamens vervollständigt, und zwar wählt man hierzu den deutschen Namen, wenn

Benennung und Formeln einiger Salze,
zusammengestellt mit den Säurehydraten, aus denen sie entstehen.

Namen der Salze	Formeln der Salze		Formeln der Säuren
	einwertiger Metalle	zweiwertiger Metalle	
Von monohydrischen Säuren.			
Chloride	$M'Cl$	$M''Cl_2$	HCl
Bromide	$M'Br$	$M''Br_2$	HBr
Jodide	$M'J$	$M''J_2$	HJ
Fluoride	$M'F$	$M''F_2$	HF
Hypochlorite	$M'ClO$	$M''(ClO)_2$	$H(ClO)$
Chlorite	$M'(ClO_2)$	$M''(ClO_2)_2$	$H(ClO_2)$
Chlorate	$M'(ClO_3)$	$M''(ClO_3)_2$	$H(ClO_3)$
Perchlorate	$M'(ClO_4)$	$M''(ClO_4)_2$	$H(ClO_4)$
Nitrite	$M'(NO_2)$	$M''(NO_2)_2$	$H(NO_2)$
Nitrate	$M'(NO_3)$	$M''(NO_3)_2$	$H(NO_3)$
Metaphosphate	$M'(PO_3)$	$M''(PO_3)_2$	$H(PO_3)$
Von dihydrischen Säuren.			
Sulfate	$M'H(SO_4)$ $M'_2(SO_4)$	$M''(SO_4)$	$H_2(SO_4)$
Sulfite	$M'H(SO_3)$ $M'_2(SO_3)$	$M''(SO_3)$	$[H_2(SO_3)]$ [1]
Karbonate	$M'H(CO_3)$ $M'_2(CO_3)$	$M''(CO_3)$	$[H_2(CO_3)]$ [1])
Chromate	$M'_2(CrO_4)$	$M''(CrO_4)$	$[H_2(CrO_4)]$ [1]
Manganate	$M'_2(MnO_4)$	$M''(MnO_4)$	$[H_2(MnO_4)]$ [1]
Von trihydrischen Säuren.			
Orthophosphate	$M'H_2(PO_4)$ $M'H_2(PO_4)$ $M'_3(PO_4)$	—	$H_3(PO_4)$
Von tetrahydrischen Säuren.			
Silikate	$M'_4(SiO_4)$	—	$H_4(SiO_4)$
Pyrophosphate	$M'_4(P_2O_7)$	$M''_2(P_2O_7)$	$H_4(P_2O_7)$

Aufserdem merke man: Hyposulfite, Hypobromite, Bromite, Bromate, Jodate, Hypophosphite, Phosphite, Arsenite, Arsenate, Antimonite, Antimonate, Borate, Hypermanganate.

1) Hypothetische, d. h. im freien Zustande noch nicht bekannte Hydrate.

das Metall nur ein basisches Oxyd besitzt, also Zweideutigkeit unmöglich ist, z. B. Zinksulfat, Bleikarbonat, Silbernitrat. Sind aber Oxydul- und Oxydsalze zu unterscheiden (bei Cr, Fe, Mn, Co, Ni, U, Hg, Cu, Sn, Pt), so benutzt man den lateinischen Namen des Metalls, indem man für die Oxydsalze den Buchstaben *i* und für Oxydulsalze den Buchstaben *o* an den Stamm des Namens hängt, z. B. Ferrisulfat, Ferrokarbonat, Cuprinitrat, Manganoborat, Mercurinitrat etc.

Die Haloidsalze werden ihrer Zusammensetzung entsprechend Chloride (oder -ichloride, z. B. Cuprichlorid), Chlorüre (oder -ochloride, z. B. Cuprochlorid), Bromide, Bromüre etc. genannt.

Da die Säuren verschiedenen Wasserstoffgehalt besitzen, so können sie auch eine verschiedene Zahl von Metallatomen dafür binden, und zwar die monohydrischen Säuren stets nur ein Atom, die dihydrischen Säuren zwei, die trihydrischen drei Atome eines einwertigen Metalls etc. Hiernach heifsen diese Säuren auch einbasische, zweibasische, dreibasische Säuren etc., weil die monohydrischen nur 1 Molekül einer einwertigen Base, die dihydrischen 2 Moleküle, die trihydrischen 3 Moleküle etc. neutralisieren können.

Aus der obigen Tabelle (S. 124) ergiebt sich, dafs die einbasischen Säuren sowohl mit einwertigen als auch mit mehrwertigen Metallen nur eine Reihe von Salzen bilden können. Die zwei- und dreibasischen Säuren dagegen können mit einwertigen Metallen zwei, bezw. drei Reihen von Salzen bilden, je nachdem ein oder zwei, bezw. drei Atome H durch Metall vertreten sind, z. B.

$KH(SO_4)$ und $K_2(SO_4)$
$NaH(CO_3)$ und $Na_2(CO_3)$
$NaH_2(PO_4)$, $Na_2H(PO_4)$, $Na_3(PO_4)$.

Die Benennung und Unterscheidung dieser Salze ist einigermafsen schwankend. Am meisten empfiehlt es sich, diejenigen Salze, in denen der Wasserstoff der Säure vollständig durch Metall ersetzt ist, normale oder neutrale zu nennen. Die anderen heifsen dann im allgemeinen saure Salze (weil in ihnen der Charakter der Säure noch einigermafsen vorwiegt).

Den Grad der Azidität eines Salzes pflegt man noch genauer durch Vorsetzung eines Zahlwortes (zweifach oder doppelt, dreifach etc.) zu bezeichnen, und zwar ist dieses Zahlwort so zu wählen, dafs es ausdrückt, wievielmal gröfser die Zahl der Wasserstoffatome in der Säure als die der einwertigen Metallatome in dem betreffenden Salze ist, z. B.

$K_2(SO_4)$, neutrales oder normales schwefelsaures Kalium oder Kaliumsulfat,
$KH(SO_4)$, saures oder zweifach schwefelsaures Kalium oder Kaliumdisulfat,
$Na_2(CO_3)$, neutrales oder normales kohlensaures Natrium oder Natriumkarbonat,
$NaH(CO_3)$, saures oder doppeltkohlensaures Natrium oder Natriumdikarbonat,
$Na_3(PO_4)$, neutrales oder normales phosphorsaures Natrium oder Natriumphosphat,
$Na_2H(PO_4)$, anderthalbphosphorsaures Natrium oder Natriumsesquiphosphat,
$NaH_2(PO_4)$, dreifachphosphorsaures Natrium oder Natriumtriphosphat,

denn das doppeltschwefelsaure Kalium $KH(SO_4)$ enthält nur 1 Atom K, die Schwefelsäure $H_2(SO_4)$ zwei Atome H, also doppelt soviel; das anderthalbphosphorsaure Natrium

$Na_2H(PO_4)$ enthält zwei Atome Na, die Phosphorsäure drei Atome H, also 1½ mal soviel; das dreifach phosphorsaure Natrium $NaH_2(PO_4)$ endlich enthält nur ein Atom Na, die Phosphorsäure dagegen drei Atome H, also dreimal soviel, etc.

Man benennt derartige Salze aber auch nach der Anzahl der im Molekül enthaltenen Metallatome, z. B. Mononatriumphosphat, Dinatriumphosphat, Trinatriumphosphat, Monokaliumsulfat, Dikaliumsulfat etc., was durch folgende Zusammenstellung erläutert wird:

Säuren:	$H_2(SO_4)$ Schwefelsäure.	$H_3(PO_4)$ Phosphorsäure.	$H_4(SiO_4)$ Kieselsäure.
Saure Salze:	$KH(SO_4)$ Monokaliumsulfat.	$KH_2(PO_4)$ Monokaliumphosphat.	$KH_3(PO_4)$ Monokaliumsilikat.
		$K_2H(PO_4)$ Dikaliumphosphat.	$K_2H_2(SiO_4)$ Dikaliumsilikat.
			$K_3H(SiO_4)$ Trikaliumsilikat.
Neutrale Salze:	$K_2(SO_4)$ Dikaliumsulfat.	$K_3(PO_4)$ Trikaliumphosphat.	$K_4(SiO_4)$ Tetrakaliumsilikat.

Es sind demnach folgende Benennungen gleichbedeutend:

$KH(SO_4)$, Kaliumdisulfat und Monokaliumsulfat,
$K_2(SO_4)$, Kaliummonosulfat und Dikaliumsulfat,
$KH_2(PO_4)$, Kaliumtriphosphat und Monokaliumphosphat,
$K_3(PO_4)$, Kaliummonophosphat und Trikaliumphosphat,
$KH_3(SiO_4)$, Kaliumtetrasilikat und Monokaliumsilikat,
$K_4(SiO_4)$, Kaliummonosilikat und Tetrakaliumsilikat
etc. etc.

53. **III. Benennung in der Pharmazie und im Drogenhandel.** In der Pharmazie und im Drogenhandel bedient man sich ausschliefslich der lateinischen Nomenklatur unter Benutzung lateinischer oder latinisierter Namen.

Bei Oxysalzen dient als Substantivum der lateinische Name des Metalls, das Adjektivum ist aus dem Namen der Säure gebildet durch Anhängung der Silben *-icum* und *-osum* an den Stamm des lateinischen Namens desjenigen Elements, aus dem die Säure entstanden ist, und zwar gilt *-icum* für die gewöhnliche Säure, *-osum* für die -ige Säure, z. B.

Kalium sulfuricum = schwefelsaures Kalium oder Kaliumsulfat,
Natrium sulfurosum = schwefligsaures Natrium oder Natriumsulfit.

Ebenso beispielsweise: *Natrium carbonicum*, *Magnesium nitricum*, *Aluminium phosphoricum*, *Zincum arsenicosum*, *Argentum nitrosum*, *Plumbum chromicum* etc.

Für unter- und über- wird wieder *hypo-* und *hyper-* oder *per-* gesetzt, z. B.: *Natrium hyposulfurosum*, *Kalium hypochlorosum*, *Natrium hyperchloricum* (oder *perchloricum*).

Sollen die Oxydulsalze von den Oxydsalzen unterschieden werden, so setzt man noch als drittes Wort *oxydulatum*, resp. *oxydatum* hinzu, z. B. *Ferrum sulfuricum oxydulatum*, *Hydrargyrum nitricum oxydatum*.

Die sauren Oxysalze werden nach der lateinischen Nomenklatur durch Vorsetzen der Silben *bi-* (oder *di-*), *tri-* und *sesqui-* vor das zur

Bezeichnung der Säure dienende Adjektivum unterschieden, z. B. *Kalium bisulfuricum*, *Natrium bicarbonicum*, *Natrium sesquiphosphoricum*, *Natrium triphosphoricum*, *Ferrum sesquisulfuricum*.

Die Haloidsalze werden nach dieser Nomenklatur bezeichnet, indem man dem lateinischen Namen des Metalls die Worte *chloratum*, *bromatum, jodatum, fluoratum* als Adjektiva hinzufügt, z. B.

Natrium chloratum = Natriumchlorid oder Chlornatrium,
Kalium bromatum = Kaliumbromid oder Bromkalium,
Zincum jodatum = Zinkjodid oder Jodzink,
Calcium fluoratum = Calciumfluorid oder Fluorcalcium.

Die Unterscheidung der höheren und niederen Haloide erfolgt entweder durch Einschiebung eines Zahlwortes, z. B.

Hydrargyrum bichloratum = Quecksilberchlorid,
Ferrum sesquichloratum = Eisenchlorid,

oder durch Zusatz von „*in maximo*" und „*in minimo*", z. B.

Hydrargyrum jodatum in minimo = Quecksilberjodür,
Hydrargyrum jodatum in maximo = Quecksilberjodid.

Die Sulfide werden nach dieser Nomenklatur durch Beifügung des Adjektivs *sulfuratum* bezeichnet, z. B.

Kalium sulfuratum = Schwefelkalium oder Kaliumsulfid,
Ferrum sulfuratum, = Schwefeleisen oder Eisensulfür.

Da alle diese Benennungsweisen vielfach durcheinander gehen, so ist vor einer Verwechselung durchaus zu warnen, besonders da viele Namen verschiedener Verbindungen oft ganz ähnlich klingen, z. B.:

Kaliumchlorid = Chlorkalium oder *Kalium chloratum*,
Kaliumchlorit = chlorigsaures Kalium oder *Kalium chlorosum*,
Kaliumchlorat = chlorsaures Kalium oder *Kalium chloricum*,
Kaliumbromid = Bromkalium oder *Kalium bromatum*,
Kaliumbromit = bromigsaures Kalium oder *Kalium bromosum*,
Kaliumsulfid = Schwefelkalium oder *Kalium sulfuratum*,
Kaliumsulfit = schwefligsaures Kalium oder *Kalium sulfurosum*.

IV. Trivialnamen. Endlich mufs noch bemerkt werden, dafs zahlreiche Ausdrücke zur Bezeichnung einzelner Salze gebräuchlich sind, welche aus einer Zeit stammen, da man die Natur der Salze noch nicht richtig erkannt hatte, z. B. Eisenvitriol für Ferrosulfat, Kupfervitriol für Cuprisulfat, Zinkvitriol für Zinksulfat, Gips für Calciumsulfat, Glaubersalz für Natriumsulfat, Bittersalz für Magnesiumsulfat, Pottasche für Kaliumkarbonat, Soda für Natriumkarbonat, Höllenstein für Silbernitrat. Solche Namen werden Trivialnamen genannt und sind namentlich im gewöhnlichen Leben, sowie auch im Handel vielfach im Gebrauch. Hierüber später Näheres.

IV. Allgemeine Eigenschaften der Salze.

54. Die Salze (Oxy- und Haloidsalze) besitzen gewisse allgemeine Eigenschaften, doch nicht in dem Sinne, daſs sich durch deren Aufzählung eine Definition des Begriffes Salz geben lieſse.

Löslichkeit und **Unlöslichkeit.** Mit Wasser zusammengebracht, gehen viele Salze mehr oder weniger leicht in den flüssigen Zustand über (lösen sich in Wasser). Schwer löslich sind solche, die viel Wasser zur Lösung brauchen, leicht löslich solche, die sich in wenig Wasser lösen, und unlöslich solche, die davon gar nicht verändert werden.

Löslichkeitsregel. Löslich sind:

1. Die Chloride, mit Ausnahme von Chlorsilber (ganz unlöslich), Chlorblei und Quecksilberchlorür (schwer löslich).
2. Die Sulfate, mit Ausnahme von Bariumsulfat (ganz unlöslich), Calciumsulfat und Bleisulfat (schwer löslich).
3. Die Nitrate.
4. Die Alkalisalze.

Unlöslich sind:

1. Die Karbonate
2. Die Phosphate
3. Die Borate
4. Die Silikate
5. Die Chromate

(1.–5.) mit Ausnahme der alkalischen.

6. Die oben genannten Ausnahmen.

Im allgemeinen nimmt die Löslichkeit mit der Temperatur zu. Heiſses Wasser löst mehr von demselben Salze auf als kaltes, und zwar für jede Temperatur in der Regel bestimmte Mengen (Ausnahme: Kochsalz oder Chlornatrium, das in warmem Wasser fast ebenso leicht löslich ist wie in kaltem; Gips oder schwefelsaures Calcium, das in warmem Wasser etwas schwerer löslich ist als in kaltem). Gesättigte Lösungen sind solche, die bei der betreffenden Temperatur ihr Maximum von Salz enthalten. Sie scheiden beim Abkühlen (mit obigen Ausnahmen) entsprechende Mengen von Salz aus. Die hierbei zurückbleibende Salzlösung ist gesättigt und heiſst Mutterlauge. Sehr viele Salze nehmen dabei Krystallgestalt an.

Versuch [T. § 139]. Man löse Kaliumchlorat in siedendem Wasser und lasse die Lösung dann langsam abkühlen. — Das Salz scheidet sich in kleinen, sehr regelmäſsig gebildeten Krystallblättchen aus, welche die Farben dünner Blättchen in groſser Schönheit zeigen, besonders wenn man die Lösung von der Sonne beleuchten läſst.

Wenn man eine Lösung, die mehrere Salze enthält, zur Krystallisation eindampft, so kommt es bei der Ausscheidung sowohl auf die relative Löslichkeit, als auch auf die relative Menge der einzelnen Salze an. Hier gilt im allgemeinen die Regel, daſs sich zuerst das am schwersten lösliche oder das in gröſster Menge vorhandene, unter Umständen in fast reinem Zustande, ausscheidet, und die anderen in der

Mutterlauge gelöst bleiben. Auf diese Weise läfst sich ein Salz von fremden Verunreinigungen durch Umkrystallisieren reinigen, wenn man es in der nötigen Menge heifsen Wassers löst und die Lösung so lange eindampft, bis sich auf der Oberfläche eine Krystallhaut zeigt. Die beim Abkühlen ausgeschiedenen Krystalle werden dann von den Verunreinigungen viel weniger enthalten, als das ursprüngliche Salz, ja in vielen Fällen — wenn nämlich die Verunreinigungen nur geringfügige waren — wird ein einmaliges Umkrystallisieren ausreichend sein, um das Salz in genügend reinem Zustande zu erhalten. Sollte dies nicht der Fall sein, so führt ein nochmaliges Umkrystallisieren in der Regel zum Ziele.

Schwieriger ist die Trennung von Salzen durch Krystallisation, wenn sie gleiche Krystallform besitzen (isomorph[1] sind; Isomorphismus). In diesem Falle krystallisieren sie selbst dann zusammen, wenn ihre relativen Mengen sehr verschieden sind.

Versuch. Man löse zugleich 3 Tle. Eisenvitriol und 1 Tl. Kupfervitriol in heifsem Wasser und dampfe bis zur Krystallhaut ein. — Nach dem Abkühlen erhält man Krystalle, die schon durch ihre Farben (zwischen Blau und Grün) verraten, dafs sie aus einer Mischung beider Salze bestehen.

Übersättigte Lösungen sind solche Lösungen, die von einem Salze mehr aufgelöst enthalten, als dessen Löslichkeit bei der betreffenden Temperatur entspricht. Hierzu eignet sich besonders gut das krystallisierte Natriumsulfat, wenn man es in der gleichen Menge warmen Wassers löst und in einem verschlossenen Kolben erkalten läfst [T. § 140]. Die Krystallisation der erkalteten Lösung erfolgt nach Hineinwerfen eines Krystalls desselben Salzes in einem Moment.

Krystallwasser. Bei der Abscheidung aus ihrer Lösung verbinden sich viele krystallisierbare Salze (aber durchaus nicht alle) mit einem oder mehrenen Molekülen Wasser (Krystallwasser), welches sich durch Erhitzen austreiben läfst.

Versuch. Man erhitze in einem Probiergläschen einen grofsen Krystall von Kupfersulfat und neige dabei das Glas so, dafs die Öffnung etwas nach unten gerichtet ist. Unter Entweichen reichlicher Mengen von Wasserdampf verliert der Krystall seine Gestalt, wird weifs und zerfällt zu Pulver. Setzt man nach dem Erkalten wiederum Wasser zu, so tritt die blaue Farbe unter starkem Erwärmen wieder auf.

Von der mitunter sehr beträchtlichen Menge Krystallwasser, welche ein Salz enthalten kann, gewinnt man eine Vorstellung durch folgenden

Versuch. Man bringe 100 g gröblich gepulvertes Natriumcarbonat in eine Retorte, verbinde diese mit einem Kühlapparat und benutze als Vorlage einen graduirten Cylinder von 100 ccm. Hierauf erhitze man die Retorte, anfangs schwach, dann immer stärker, bis das Salz vollkommen trocken ist, und kein Wasser mehr übergeht. — Das Salz schmilzt in seinem Krystallwasser, die Lösung kommt zum Sieden, und das Wasser sammelt sich in dem graduierten Cylinder. Nach Beendigung des Versuchs findet man über 60 (genau 62,8) ccm Wasser, also fast $^2/_3$ der ganzen Salzmenge.

1) griech. ἴσος (*isos*), gleich, und μορφή (*morphē*), Gestalt.

Salze, welche durch Erhitzen ihres Krystallwassers beraubt sind, werden calcinierte Salze genannt.

Einige Salze, z. B. Natriumcarbonat, geben schon durch bloſses Liegen an der Luft ihr Krystallwasser ab, wobei sie sich oberflächlich mit pulverförmigem, wasserfreiem Salz bedecken (Verwittern).

Die Farbenänderung beim Entwässern wurde schon beim Kupfersulfat beobachtet, welches seine blaue Farbe ganz verliert und weiſs wird. Bei anderen Salzen geht die Farbe des Hydrats in eine andere über:

Versuch [T. § 145]. Man erhitze auf einem flachen Porzellanscherben einige dunkelrosa Krystalle von Kobaltchlorür vorsichtig. — Das Salz schmilzt und wird beim Eintrocknen blau. Läſst man die Scherben an der Luft liegen, so geht die Farbe durch Wasseranziehung allmählich wieder in rosa über.

Die sogenannten „Wetterblumen“, unpassend auch wohl „Barometerblumen“ genannt, sind aus dünnem Stoff gefertigt, der mit einer schwachen Lösung von Kobaltchlorür getränkt ist. Sie sind in feuchter Luft rosa, in trockner blau, was sich unter dem Exsikkator beobachten läſst. — Hellot's sympathetische Tinte ist eine verdünnte Lösung von Kobaltchlorür. Schreibt man mit derselben auf weiſses Papier, so sind die Schriftzüge nach dem Eintrocknen an der Luft unsichtbar, werden aber durch gelindes Erwärmen mit blauer Farbe sichtbar.

Der Krystallwassergehalt der Salze ist sehr verschieden, steht aber immer im stöchiometrischen Verhältnisse zum trocknen Salz, d. h. letzteres bindet beim Krystallisieren stets eine gewisse Zahl von Molekülen H_2O, wofür man in der Formel auch Aq. (= Aqua) schreiben kann, z. B.:

$Na_2CO_3 + 10\,Aq.$	$CaSO_4 + 2\,Aq.$
$Na_2SO_4 + 10\,Aq.$	$MgSO_4 + 7\,Aq.$
$Na_3PO_4 + 12\,Aq.$	$FeSO_4 + 7\,Aq.$
$Na_2HPO_4 + 12\,Aq.$	$ZnSO_4 + 7\,Aq.$
$NaH_2PO_4 + Aq.$	$CuSO_4 + 5\,Aq.$
$Na_4P_2O_7 + 10\,Aq.$	$Co(NO_3)_2 + 6\,Aq.$

Auch Haloidsalze können Krystallwasser binden, z. B.:

$CaCl_2 + 6\,Aq.$	$CoCl_2 + 6\,Aq.$
$BaCl_2 + 2\,Aq.$	$MnCl_2 + 4\,Aq.$

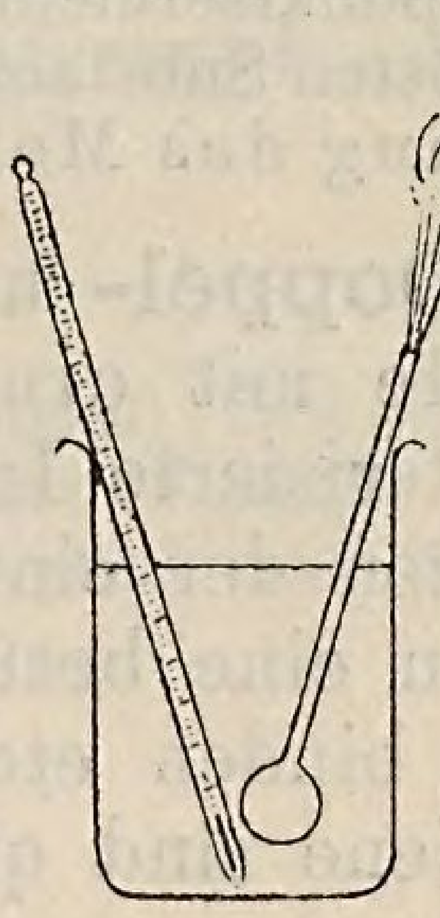
(Berechne aus diesen Formeln den prozentischen Gehalt der Salze an Krystallwasser.)

Wiederaufnahme des Krystallwassers. Führt man den Versuch der Entwässerung von 100 g $CuSO_4$ oder Na_2CO_3 durch vorsichtiges Erhitzen und unter häufigem Umrühren in einer Porzellanschale aus, läſst die calcinierten Salze bedeckt erkalten, zerdrückt sie dann in der Schale zu Pulver, gieſst die dem Krystallwasser entsprechende Wassermenge zu (bei $CuSO_4$: 34,8 ccm, bei Na_2CO_3 : 62,8 ccm) und rührt rasch mit einem starkwandigen Thermometer um, so läſst sich zeigen, daſs die durch die Wiederaufnahme des Krystallwassers bewirkte Temperaturerhöhung weit über 100^0 beträgt [T. § 145].

Siede- und Gefrierpunkt von Salzlösungen.

1. Salzlösungen haben einen höheren Siedepunkt als Wasser.

Versuch [T. § 143]. Man giefse in ein Becherglas etwa 100 ccm Wasser und erhitze dasselbe durch Einleiten von Wasserdampf aus einer Retorte bis zum Sieden. Dann trage man löffelweise Kaliumcarbonat oder besser noch Chlorcalcium ein. — Hierdurch wird jedesmal das Sieden unterbrochen und tritt erst nach einiger Zeit wieder ein, wobei der Siedepunkt immer höher steigt, beim Chlorcalcium leicht über 120°. Senkt man in eine solche bis über 120° erhitzte Chlorcalciumlösung ein zur Hälfte mit Wasser gefülltes dünnwandiges Kugelrohr, welches oben zu einer Spitze ausgezogen ist, so kommt das darin enthaltene Wasser sehr bald zum Sieden, was man an der reichlichen Dampfentwickelung erkennt (Fig. 87).



Fg. 87.

Ergebnis. Aus diesem Versuch ergiebt sich erstens, dafs eine Salzlösung beträchtlich über 100° erhitzt werden kann, ohne zu sieden, und zweitens, dafs man durch Dampf, dessen Temperatur nicht höher als 100° ist, Temperaturen erzeugen kann, die weit über 100° liegen (latente Wärme). Gesättigte Chlorcalciumlösung (325 Tle. Salz in 100 Tln. Wasser) siedet bei 180°. — Auch lösliche Hydrate (KOH, NaOH) erhöhen den Siedepunkt in ähnlicher Weise.

Letzteres Verhalten hat bei der sogenannten feuerlosen Natronlokomotive praktische Anwendung gefunden. Der Dampfkessel liegt in einem Kasten, der mit einer höchst konzentrierten Natronlösung gefüllt ist. Die Dampfspannung im Kessel wird zuerst durch Einleiten von Dampf auf 5 Atmosphären oder höher gebracht, worauf man die Lokomotive in Bewegung setzt. Der abgeblasene Dampf geht nicht, wie bei den gewöhnlichen Lokomotiven, in die Luft, sondern in die Natronlauge und giebt seine latente Wärme an diese ab, welche sich hierdurch bald über den Siedepunkt des Wassers erhitzt und nun ihrerseits den Kessel heizt.

2. Salzlösungen haben einen niedrigeren Gefrierpunkt als Wasser.

Versuch. Man rühre in einem Becherglase 300 g Ammoniumnitrat mit 200 ccm Wasser an, so dafs eine möglichst rasche Lösung des Salzes erfolgt. Die Temperatur sinkt um 25° bis 27°, also bei Anwendung von Brunnenwasser von 10° auf −15° bis −17°, ohne dafs die Lösung gefriert. Hängt man ein mit Wasser gefülltes Propiergläschen hinein, so wird jenes nach etwa 15 Minuten gefroren sein (Fig. 88).

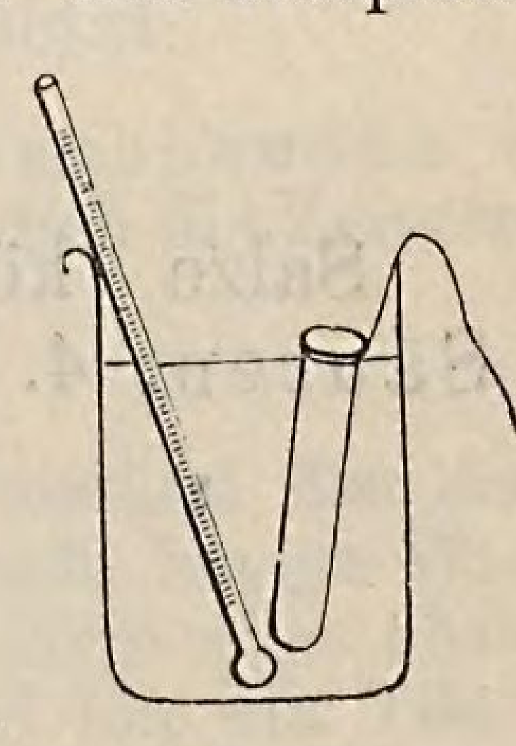


Fig. 88.

Wendet man andere Salze an, so tritt ebenfalls Abkühlung ein, z. B. bei Kochsalz (150 g auf 400 ccm Wasser) um etwa 11°.

Die Temperaturerniedrigung ist eine Folge des Übergangs des Salzes aus dem festen in den flüssigen Zustand, wobei Wärme gebunden wird (latente Lösungs-Wärme). Die Salze müssen krystallisiert und dürfen nicht verwittert sein, da ganz oder teilweise entwässerte Salze bei der Wiederaufnahme des Krystallwassers Wärme entbinden.

Stärkere Kälteeffekte erhält man durch Mischen der Salze mit Schnee, wobei auch noch die Schmelzungswärme des Wassers latent

wird. Bei Anwendung von 1 Teil Salz und 3 Teilen Schnee von 0^0 sinkt die Temperatur auf -21^0 (Kältemischungen).

In neuester Zeit sind Beziehungen zwischen der Siedepunktserhöhung und Schmelzpunktserniedrigung des Lösungsmittels einerseits und dem Molekulargewicht der gelösten Substanz andererseits aufgefunden worden, woraus sich Methoden zur Bestimmung des Molekulargewichts entwickelt haben.

Doppel- und **Tripelsalze** sind solche, welche zwei oder drei Metalle mit einem Säurerest verbunden enthalten. Sie sind bestimmt charakterisierte Individuen und zeigen sowohl den Habitus als auch das Verhalten der einfachen Salze: sie krystallisieren in bestimmten Formen, besitzen eine bestimmte Löslichkeit, können Krystallwasser in bestimmter Menge binden etc. Sowohl Oxy- als auch Haloidsäuren geben Doppelsalze, jene sind quaternär, diese ternär, z. B.

Kaliumaluminiumsulfat $K_2SO_4.Al_2(SO_4)_3 + 24H_2O = K_2Al_2(SO_4)_4 + 24H_2O$

Kaliumnatriumcarbonat $K_2CO_3.2Na_2CO_3 + 18H_2O = K_2Na_4(CO_3)_3 + 18H_2O$

Ammoniumferrosulfat $Am_2SO_4.FeSO_4 + 6H_2O = Am_2Fe(SO_4)_2 + 6H_2O$

Kaliumzinkcarbonat $K_2CO_3.ZnCO_3 + 2H_2O = K_2Zn(CO_3)_2 + 2H_2O$

Kaliumcalciummagnesiumsulfat $K_2SO_4.2CaSO_4.MgSO_4 + 2H_2O = K_2Ca_2Mg(SO_4)_4 + 2H_2O$

Kaliumaluminiumchlorid $KCl.AlCl_3 = KAlCl_4$

Natriumzinnjodür $NaJ.SnJ_2 = NaSnJ_3$

etc. etc.

V. Zersetzung der Salze.

Salze können zersetzt werden durch: 1. Hitze, 2. Basen, 3. Säuren, 4. Salze, 5. Metalle, 6. Elektrizität, 7. Licht.

1. Durch Hitze.

Salze können durch Hitze in Basen- und Säureanhydrid zersetzt werden.

a. Zersetzung von Sulfaten.

55. **Versuch** [T. § 152a]. Man erhitze in einem Platintiegel gepulverten Kupfervitriol, anfangs gelinde, dann längere Zeit hindurch zu starkem Glühen. Von Zeit zu Zeit halte man (nach Entfernung der Lampe) einen Streifen angefeuchtetes blaues Lackmuspapier über den offenen Tiegel (Fig. 89). Nach dem Er-

kalten schütte man die geglühte Masse in ein kleines Becherglas mit Wasser und rühre um. — Das Lackmuspapier wird gerötet und die geglühte Masse nur zum Teil von Wasser gelöst, während ein mehr oder weniger großer Teil als schwarzes Pulver ungelöst bleibt.

Ergebnis. Das Kupfersulfat wird durch starkes Erhitzen in Schwefelsäureanhydrid, welches entweicht, und Kupferoxyd, welches zurückbleibt, zersetzt.

$$Cu(SO_4) = CuO + SO_3.$$

Versuch [T § 152b]. Ferrisulfat (oder verwitterter Eisenvitriol) [T. § 152b] wird in einer kleinen Retorte aus böhmischem Glas mit angelegter Vorlage (welche, etwas durch Lackmus blau gefärbtes Wasser enthält) möglichst stark und möglichst lange erhitzt.

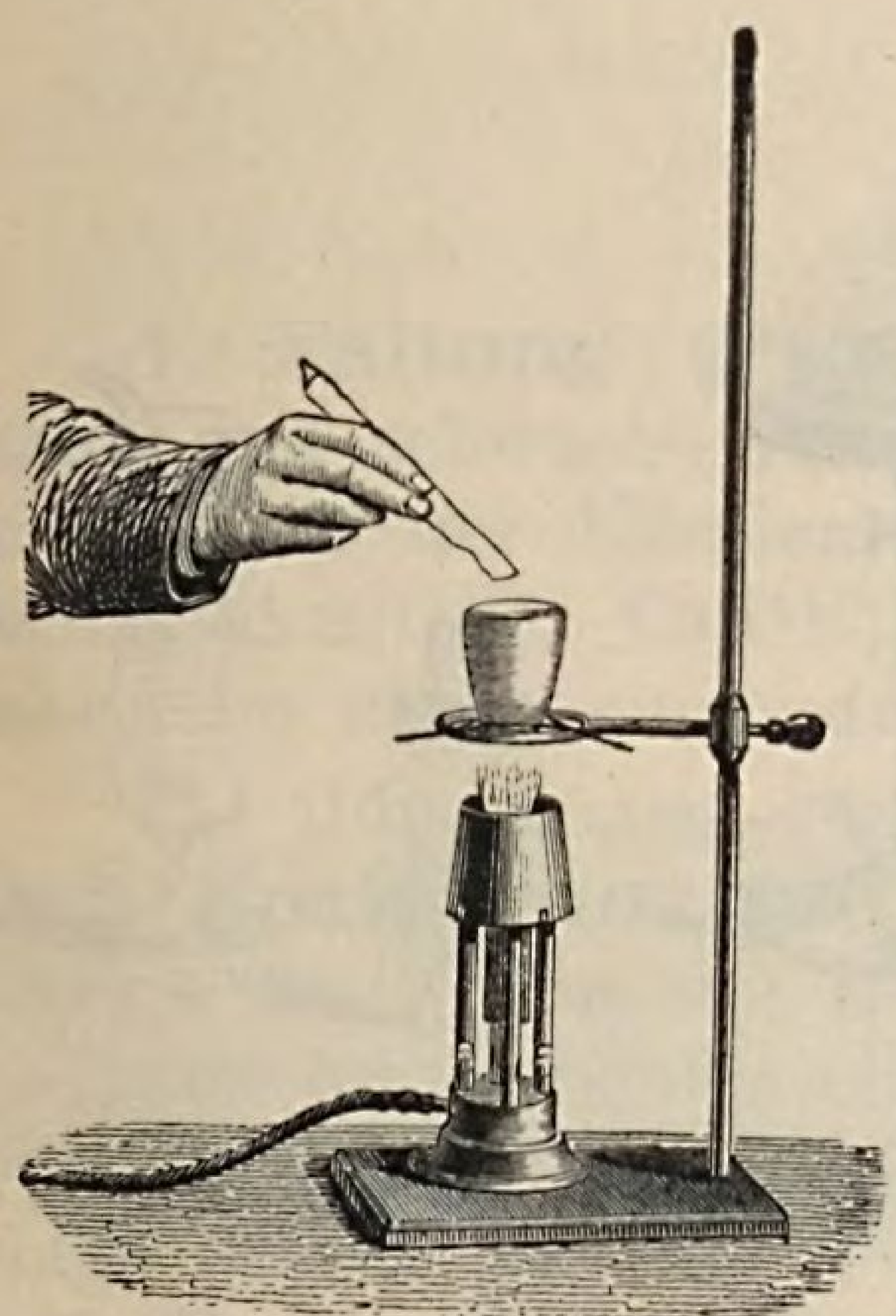


Fig. 89. Zersetzung von Kupfersulfat durch Hitze.

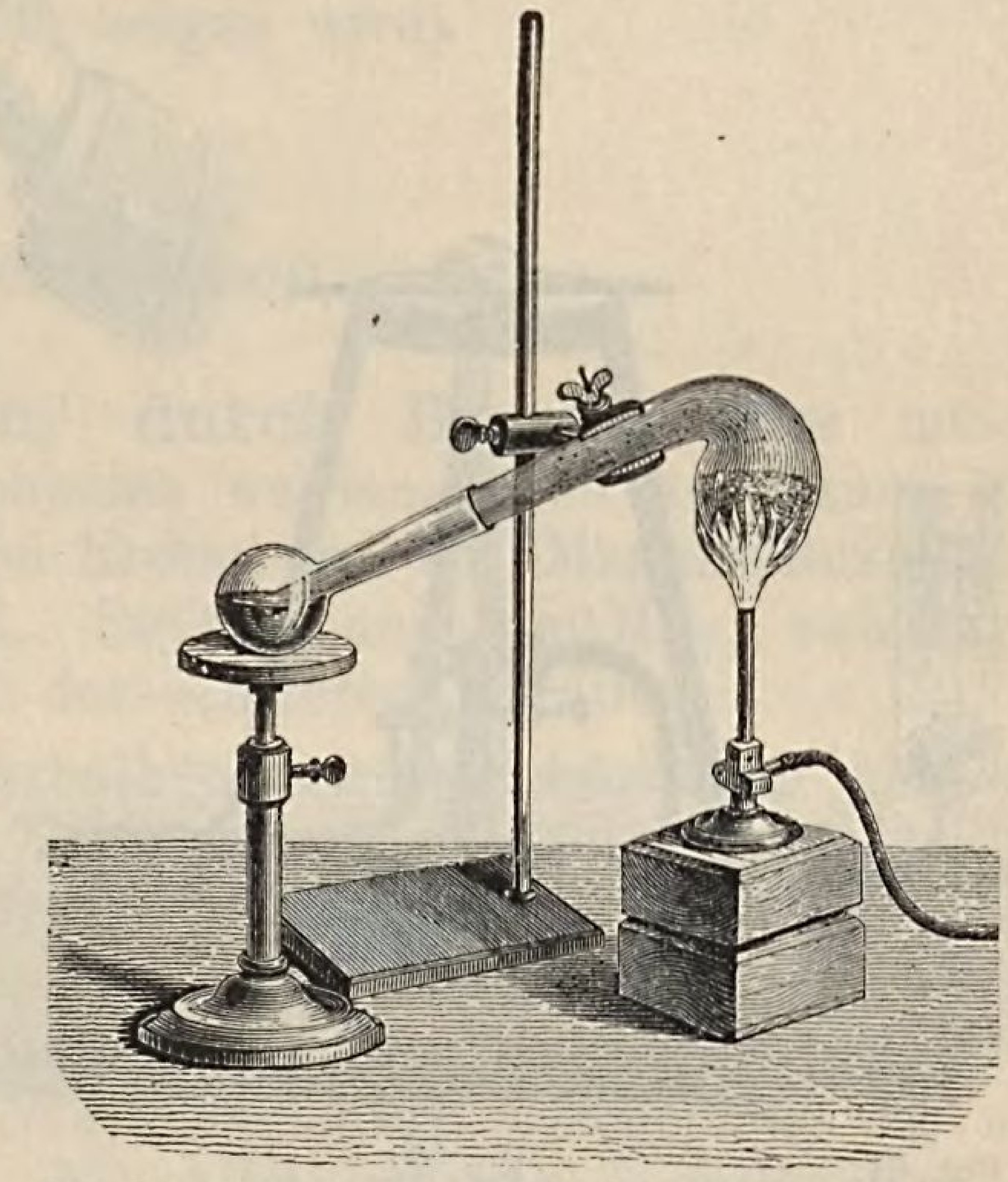


Fig. 90. Zersetzung von Bleinitrat durch Hitze.

Ergebnis. Das Ferrisulfat wird durch starkes Erhitzen in Schwefelsäureanhydrid, welches entweicht und von Wasser aufgenommen wird, und Eisenoxyd, welches in der Retorte zurückbleibt, zersetzt.

Diese Reaktion dient im Großen zur Darstellung der rauchenden oder Nordhäuser Schwefelsäure oder Vitriolöl (s. S. 108). Da nämlich die Zersetzung nach der Gleichung:

$$Fe_2(SO_4)_3 = Fe_2O_3 + 3SO_3$$

erfolgen muſs, so ist die entweichende Säure nicht das Hydrat, sondern das Anhydrid SO_3. Dieses würde sich, wenn in der Vorlage eine hinreichende Menge Wasser vorhanden wäre, allerdings sogleich in Hydrat verwandeln. Man giebt aber absichtlich eine ungenügende Menge Wasser in die Vorlage, so daſs sich nur ein Teil des entweichenden SO_3-Gases in H_2SO_4 umwandeln kann, während ein anderer Teil von dem Hydrat als Anhydrid absorbiert wird, das sich mit jenem zum Teil zu Dischwefelsäure oder Pyroschwefelsäure (a. a. O.) verbindet.

Die in der Vorlage kondensierte Säure ist also ein Gemisch von Schwefelsäurehydrat, Dischwefelsäure und überschüssigen Mengen Schwefelsäureanhydrid. Da das Anhydrid leicht Gasform annimmt, so entweicht es beim Öffnen des Gefäſses, zieht aus der Luft sofort Wasserdampf an und bildet damit dicke weiſse Nebel. Die rauchende

Schwefelsäure mischt sich mit Wasser unter weit stärkerem Erhitzen (Zischen) und wirkt auf organische Körper noch weit heftiger zerstörend ein, als das gewöhnliche Schwefelsäurehydrat. Das in der Retorte zurückbleibende rotbraune Eisenoxyd wird *Caput mortuum* genannt.

b. Zersetzung von Nitraten.

Versuch [T. § 153]. Man erhitze in einer kleinen Retorte mit angelegter Vorlage, die zum Teil mit durch Lackmus blau gefärbtem Wasser angefüllt ist, gepulvertes Bleinitrat, anfangs gelinde, zuletzt stärker. — Das Salz schmilzt unter Entwickelung dunkelroter Dämpfe, welche vom Wasser absorbiert werden und das Lackmus rot färben. Zuletzt bleibt in der Retorte festes Bleioxyd zurück (Fig. 90).

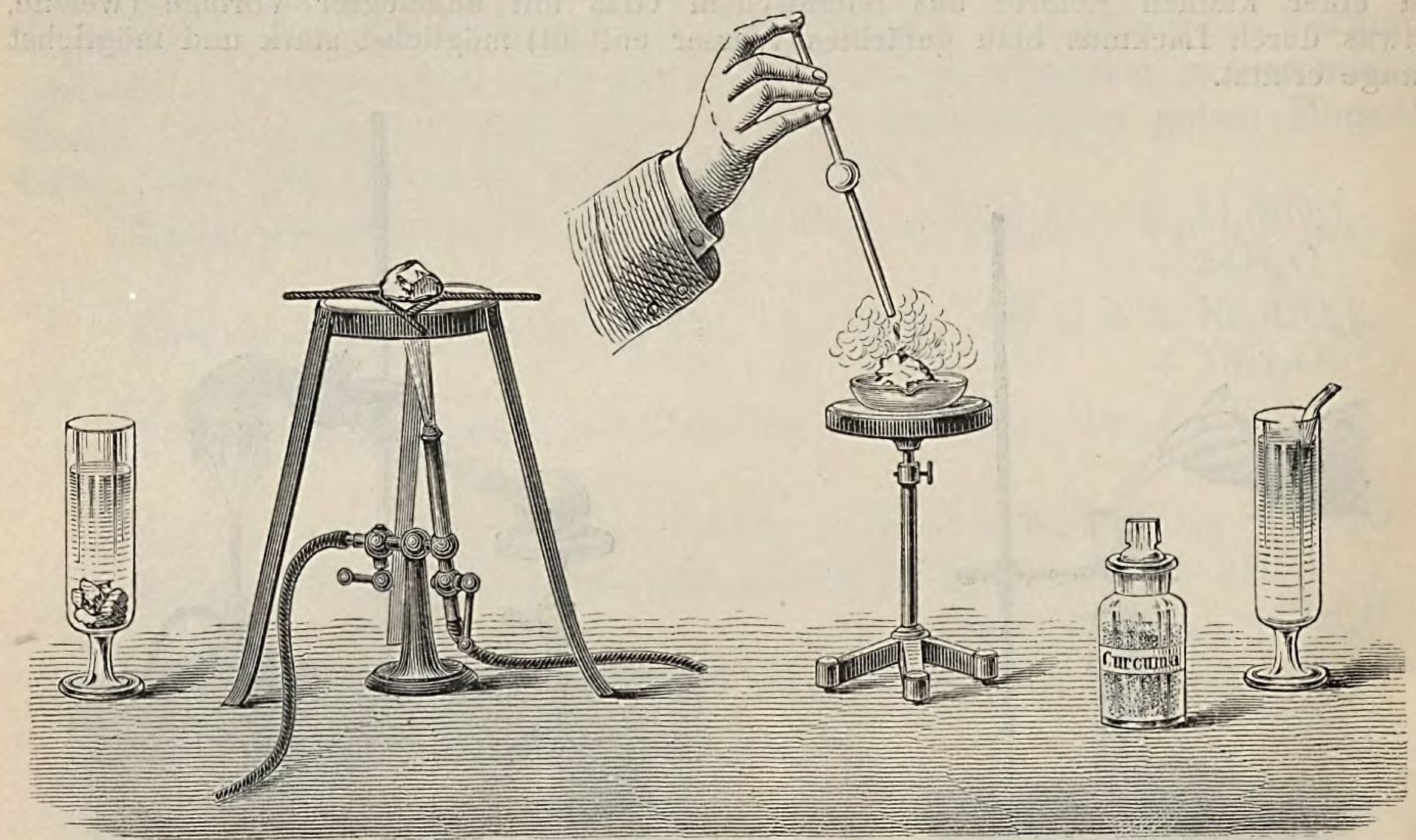


Fig. 91. Fig. 92. Fig. 93. Fig. 94.
Zersetzung von Calciumkarbonat durch Hitze. Löschen von Kalk.

Ergebnis. Das Bleinitrat wird schon durch gelindes Erhitzen zersetzt, das Salpetersäureanhydrid entweicht (aber nicht, ohne selbst zersetzt zu werden), und das Bleioxyd bleibt als fester Rückstand zurück.

$$Pb(NO_3)_2 = PbO + N_2O_5.$$

c. Zersetzung von Karbonaten.

Versuch [T. § 154]. Man werfe einige Stücke Marmor (Calciumkarbonat) in Wasser (Fig. 91), ein anderes Stück erhitze man über der Gebläselampe stark (Fig. 92). Nach dem Erkalten betropfe man dasselbe vorsichtig mit Wasser (Fig. 93), wobei es unter starker Erhitzung zu Pulver zerfällt, und rühre zuletzt dieses Pulver mit Wasser an (Fig. 94).

Während das ungeglühte Calciumkarbonat in Wasser unverändert bleibt, wird das geglühte (gebrannter Kalk) von Wasser gelöst (gelöscht) und macht Curcuma braun.

Ergebnis. Das Calciumkarbonat wird durch starkes Glühen in Kohlensäure, welche entweicht, und Kalk, welcher zurückbleibt, zersetzt. Diese Reaktion findet Anwendung zur Darstellung des Kalks aus Kalkstein (Calciumcarbonat) im Grofsen.

$$Ca(CO_3) = CaO + CO_2.$$

Hauptergebnis. Salze können durch Hitze derart zersetzt werden, dafs die Säure als Anhydrid entweicht, und das Anhydrid der Base zurückbleibt.

Verallgemeinerung. Nicht alle Salze erleiden durch Hitze die gleiche Zersetzung, so z. B. bleiben die Alkalisalze im allgemeinen unzersetzt, ebenso die Sulfate und Chloride der alkalischen Erden. Auch die Natur der Säure ist bestimmend für die Zersetzbarkeit: so werden die Salze schwerflüchtiger Säuren (Phosphorsäure) und feuerbeständiger Säuren (Borsäure, Kieselsäure) nicht zersetzt, weil das Säureanhydrid in der Glühhitze nicht entweicht; andererseits sind die Nitrate im allgemeinen sehr leicht zersetzbar, weil der Rest NO_3 in der Hitze selbst gespalten wird (wie sich später, § 69, zeigen wird).

2. Durch Basen.

1. **Fällung (Präzipitation)[1] durch Basen.** Hier müssen starke und schwache Basen unterschieden werden. Starke Basen sind die Hydrate der Alkalien, alkalischen Erden und des Magnesiums: KOH, NaOH, Am(OH), $Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$, $Sr(OH)_2$ und $Mg(OH)_2$; schwache Basen im allgemeinen die Hydrate der schweren Metalle.

Bei Reaktionen, welche innerhalb wässeriger Lösungen vor sich gehen (**Reaktionen auf nassem Wege**), spielen neben der relativen Stärke vor allem die Löslichkeitsverhältnisse der Reagenzien und Produkte eine wichtige Rolle, indem sich vorwiegend immer diejenigen Verbindungen bilden, welche unlöslich oder schwerlöslich sind und sich infolge dessen aus der Lösung als Niederschläge abscheiden. Es mag hier daran erinnert werden, dafs die Alkalihydrate leichtlöslich, die Alkalierdhydrate schwerer löslich (S. 102 und 103) und die Hydrate der übrigen Metalle unlöslich sind.

56. **Versuch** [T. § 157]. Man bringe in mehrere Kelchgläser mäfsig verdünnte Lösungen von Calciumchlorid, Aluminiumsulfat, Eisenchlorid, Ferrosulfat, Kupferchlorid, Mercurinitrat, Mercuronitrat und setze zu jeder Lösung etwas mäfsig verdünnte Kalilauge hinzu. — Überall entstehen Niederschläge, welche sich absetzen, während wasserhelle Lösungen darüben stehen bleiben.

Ergebnis. Da die abgeschiedenen Niederschläge nichts anderes als die (unlöslichen) Basen der betreffenden Salze sein können, so folgt: Salze werden in wässerigen Lösungen durch Kali in der Weise zersetzt, dafs die Base des Salzes frei wird, und ein neues (lösliches) Kaliumsalz entsteht.

Die Farben der Niederschläge sind verschieden und für die einzelnen Hydrate charakteristisch, wie aus folgender Zusammenstellung hervorgeht:

1) lat. *praecipitare*, herabstürzen, niederschlagen, fällen.

Namen der gelösten Salze	Farbe und Verhalten der Niederschläge
Calciumsalze	weiſs.
Bariumsalze	weiſs.
Strontiumsalze	weiſs.
Magnesiumsalze	weiſs.
Aluminiumsalze	weiſs, im Überschuſs des Fällungsmittels zu einer farblosen Flüssigkeit löslich.[1]
Chromisalze	schmutzig grün, im Überschuſs des Fällungsmittels zu einer intensiv grünen Flüssigkeit löslich.[1]
Ferrosalze	weiſs, durch Einwirkung der Luft bald grün, zuletzt rostbraun werdend.
Ferrisalze	rostbraun.
Zinksalze	weiſs, im Überschuſs des Fällungsmittels löslich.[1]
Manganosalze	weiſs, durch Einwirkung der Luft gelblich braun, zuletzt dunkelbraun werdend.
Cobaltosalze	blau, später schmutzig blaſsrot.
Nicolosalze	apfelgrün.
Uransalze	dottergelb.
Bleisalze	weiſs, im Überschuſs des Fällungsmittels löslich.[1]
Mercurosalze	schwarz.
Mercurisalze	gelb.
Silbersalze	braun.
Cuprisalze	blau, allmählich (beim Erhitzen der Flüssigkeit rasch) schwarz werdend.
Stannosalze	weiſs, im Überschuſs des Fällungsmittels löslich.[1]
Stannisalze	weiſs, im Überschuſs des Fällungsmittels löslich.[1]

Die Farbenveränderung der Ferro- und Manganoniederschläge wird durch die Einwirkung des atmosphärischen Sauerstoffs bewirkt, was man daraus erkennt, daſs sie allmählich von oben nach unten fortschreitet. Bei den Cobalto- und Cupriniederschlägen ist sie dagegen die Folge der Abgabe des Hydratwassers; diese erfolgt gleichmäſsig durch die ganze Masse.

1) s. u. S. 137 Nr. 2.

Da die Reaktion innerhalb einer wässerigen Lösung verläuft, so ist es begreiflich, daſs die abgeschiedenen Basen (in den allermeisten Fällen) nicht die Anhydride, sondern die Hydrate der betreffenden Basen

sind (mit Ausnahme von Hg_2O, HgO und AgO, welche keine Hydrate bilden, s. o. S. 123), und da auch das Kali als Hydrat angewendet worden ist, so müssen die Zersetzungen nach folgenden Gleichungen vor sich gehen:

$$\underset{\text{Calciumchlorid}}{CaCl_2} + \underset{\text{Kaliumhydrat}}{2K(OH)} = \underset{\underline{\text{Calciumhydrat}^1}}{Ca(OH)_2} + \underset{\text{Kaliumchlorid}}{2KCl}$$

$$\underset{\text{Ferrichlorid}}{FeCl_3} + \underset{\text{Kaliumhydrat}}{3K(OH)} = \underset{\underline{\text{Ferrihydrat}}}{Fe(OH)_3} + \underset{\text{Kaliumchlorid}}{3KCl}$$

$$\underset{\text{Ferrosulfat}}{Fe(SO_4)} + \underset{\text{Kaliumhydrat}}{2K(OH)} = \underset{\underline{\text{Ferrohydrat}}}{Fe(OH)_2} + \underset{\text{Kaliumsulfat}}{K_2(SO_4)}$$

etc. etc. etc.

Dieselben Zersetzungen können auch in fast allen Fällen durch Natriumhydrat bewirkt werden.

Diese Reaktion findet Anwendung zur Darstellung der basischen Hydrate oder Hydroxyde, welche sich durch direkte Einwirkung von Wasser auf die betreffenden Anhydride nicht darstellen lassen (vgl. S. 102).

Verallgemeinerung. Bezeichnen wir mit M ein Metall und mit $(\overline{Ac})$ einen Säurerest, so lassen sich die obigen Gleichungen (ohne Berücksichtigung der Wertigkeit) unter die allgemeine Formel bringen:

$$M(\overline{Ac}) + K(OH) = \underline{M(OH)}^1 + K(\overline{Ac}).$$

Es tauscht sich also bei diesen Reaktionen das Metall des Salzes gegen das Alkalimetall aus: jenes verbindet sich mit dem (schwächeren) Wasserrest, dieses mit dem (stärkeren) Säurerest.

2. **Wiederauflösung des Niederschlags.** Einige Basen werden, wie sich aus der Tabelle S. 136 ergiebt, durch überschüssiges Fällungsmittel (KOH) wieder gelöst.

Versuch. Man versetze Lösungen von Zinksulfat und Bleinitrat allmählich und vorsichtig mit Kalilösung. In beiden Fällen bildet sich, wie gewöhnlich, ein Niederschlag, der hier von weifser Farbe ist. — Dann setze man gröfsere Mengen Kalilösung hinzu und rühre um: die Niederschläge verschwinden, und es entsteht wieder, wie anfangs, eine klare, farblose Lösung, welche aber jetzt alkalisch reagiert.

Ergebnis. Zinkhydrat und Bleihydrat lösen sich in Kalilauge. Die Lösung ist aber keine physikalische, sondern eine chemische, d. h. das Kaliumhydrat reagiert mit den Niederschlägen, und durch Wechselzersetzungen entstehen neue, lösliche Verbindungen, wobei die erstgenannten Basen sich dem Kaliumhydrat gegenüber wie Säuren verhalten, d. h. sie tauschen nicht ihr Metall, sondern ihren Wasserstoff gegen Kalium aus. Dies wird anschaulich, wenn wir die Formeln

1) Ein Strich unter dem Namen oder der Formel einer Verbindung besagt, dafs dieselbe unlöslich ist und sich als Niederschlag abscheidet.

der beiden Hydrate $Zn(OH)_2$ und $Pb(OH)_2$ als dihydrische Säuren $H_2(ZnO_2)$ und $H_2(PbO_2)$ schreiben:

$$\underline{H_2(ZnO_2)} + 2K(OH) = K_2(ZnO_2) + 2H(OH)$$
$$\underline{H_2(PbO_2)} + 2K(OH) = K_2(PbO_2)_2 + 2H(OH).$$

Die neu entstandenen Verbindungen sind löslich in Wasser, selbst bei Gegenwart von überschüssigem Alkali. Sie verhalten sich wie Oxysalze mit einem zink-, bezw. bleihaltigen Rest (ZnO_2 und PbO_2) und heifsen dementsprechend zinksaures Kalium und bleisaures Kalium oder Kaliumzinkat und Kaliumplumbat. — Durch Zusatz einer Säure, welche sich des Alkalis bemächtigt, werden sie zersetzt und das Metallhydrat wird wieder ansgeschieden:

$$K_2(ZnO_2) + H_2(SO_4) = K_2(SO_4) + \underline{H_2(ZnO_2)} \text{ oder } \underline{Zn(OH)_2}$$
$$K_2(PbO_2) + 2H(NO_3) = 2K(NO_3) + \underline{H_2(PbO_2)} \text{ oder } \underline{Pb(OH)_2}.$$

In überschüssiger Säure (Schwefelsäure, bez. Salpetersäure) werden dann die Hydrate $Zn(OH)_2$ und $Pb(OH)_2$ wieder in die ursprünglichen Salze, Zinksulfat und Bleinitrat, verwandelt und dadurch gelöst.

Ebenso verhalten sich auch die löslichen Aluminium-, Chromi-, Stanno- und Stannisalze, welche mit überschüssigem Kaliumhydrat Kaliumaluminat, Kaliumchromit, Kaliumstannit und Kaliumstannat geben.

3. **Zersetzung der Alkalisalze.** a. Darstellung von Kalium- und Natriumhydrat. Kalium- und Natriumsalze können natürlich mit Natron-, bez. Kalilauge keine Niederschläge geben, weil KOH und NaOH löslich sind. Eine Abscheidung (Darstellung) dieser Basen ist also auf diesem Wege nicht möglich, wohl aber, wenn man als Fällungsmittel Calciumhydrat anwendet und ein Alkalisalz wählt, dessen Säurerest mit Ca ein unlösliches Salz bildet.

Versuch [T. § 159]. Man lösche Kalk zu pulverigem Hydrat und bilde daraus durch Zusatz von Wasser einen dicken Brei. Inzwischen bringe man eine Lösung von Kalium- oder Natriumkarbonat in einer Porzellanschale zum Sieden und rühre den Kalkbrei löffelweise ein, bis eine herausgenommene und in ein kleines Probierglas abfiltrierte Probe nach Zusatz einiger Tropfen Salz- oder Schwefelsäure nicht mehr aufbraust (Abwesenheit von Kohlensäure im Filtrat). Dann lasse man die Schale bedeckt erkalten und giefse schliefslich die klare Lösung von dem Bodensatz in ein Becherglas ab. — Sie zeigt alle Eigenschaften der Kali- oder Natronlauge.

Ergebnis. Obgleich das Calciumhydrat als Base schwächer ist als Kalium- oder Natriumhydrat, vermag es eine Zersetzung der Alkalisalze, wenn diese als Karbonate vorhanden sind, dennoch zu bewirken, weil sich unlösliches Calciumkarbonat bildet, welches sich aus der Lösung abscheidet:

$$K_2(CO_3) + Ca(OH)_2 = 2K(OH) + \underline{Ca(CO_3)}.$$

Die Kohlensäure geht also aus der Lösung in den Niederschlag über, und die alkalische Base wird frei. Durch Eindampfen der Lösung (zuletzt im Silbertiegel) gewinnt man die Alkalien in fester Form.

b. Darstellung von Ammoniak. Da das Ammoniumhydrat nur in wässeriger Lösung existiert, und auch diese, selbst wenn sie verdünnt ist, sich in Ammoniak und Wasser zersetzt (S. 121), so erhält man bei der Zersetzung von Ammoniumsalzen durch stärkere Basen (KOH oder $Ca[OH]_2$) gleich Ammoniakgas. Die Reaktion erfolgt nach der Gleichung:

$$2(NH_4)Cl + Ca(OH)_2 = CaCl_2 + 2NH_3 + 2H_2O.$$

Durch Erhitzen kann man das NH_3 völlig austreiben.

Versuch. Man mische in einer Reibschale zerriebenes Ammoniumchlorid mit pulverigem, gelöstem Kalk. — Die Masse zerfliefst (durch das freiwerdende Wasser) unter Entwickelung reichlicher Mengen von NH_3-Gas, welches man durch den Geruch und durch rotes Lackmuspapier erkennt.

3. Durch Säuren.

a) Wirkung erkennbar durch Farbenwechsel.

57. **Versuch.** Man versetze eine konzentrierte Lösung von Kupfersulfat und eine ebensolche von Kaliumchromat allmählich mit starker Salzsäure. — Im ersten Falle wird die blaue Lösung allmählich grün, im zweiten Falle die gelbe Lösung rot.

Der Farbenwechsel läfst in beiden Fällen auf eine Zersetzung der Salze schliefsen: das blaue Kupfersulfat geht unter Abscheidung von freier Schwefelsäure in grünes Kupferchlorid über:

$$\underset{\text{blau}}{Cu(SO_4)} + 2HCl = \underset{\text{grün}}{CuCl_2} + H_2(SO)_4;$$

das gelbe Kaliumchromat in Kaliumchlorid und rote Chromsäure:

$$\underset{\text{gelb}}{K_2(CrO_4)} + 2HCl = 2KCl + \underset{\text{rot}}{H_2(CrO_4)}.$$

Da sowohl die angewendeten, als auch die neu entstandenen Salze und die abgeschiedenen Säuren löslich sind, so bleibt alles flüssig. Die Zersetzung ist aber nur partiell, d. h. ein Teil des alten Salzes bleibt unzersetzt, was man daraus erkennt, dafs der Farbenwechsel allmählich eintritt: die blaue Farbe der Kupfersulfatlösung ändert sich anfänglich nur in blaugrün und erst bei sehr grofsem Überschufs von Salzsäure in grasgrün. — Wendet man farblose Salze an, so läfst sich nicht erkennen, ob auf Säurezusatz eine Zersetzung eintritt; wir schliefsen aber nach Analogie, dafs es auch in solchen Fällen geschieht, und sagen allgemein:

Wenn ein lösliches Salz und eine lösliche Säure zusammengebracht werden, so tritt Wechselzersetzung ein; dieselbe ist aber, wenn auch die neu entstandenen Salze löslich sind, in allen Fällen nur partiell.

b) Wirkung, erkennbar an der Entstehung eines Niederschlages.

58. Wenn auf Zusatz einer Säure zu einem gelösten Salz ein Niederschlag entsteht, so kann dieser entweder *α*. die abgeschiedene Säure oder auch *β*. das neue Salz sein.

α. Der Niederschlag ist die abgeschiedene Säure.

Versuch [T. § 162a]. Man giefse in eine konzentrierte Lösung von Wasserglas (kieselsaures Kalium oder kieselsaures Natrium) aus mäfsiger Höhe konzentrierte Schwefelsäure oder Salzsäure ein (Fig. 95). — Ein jeder einfallende Tropfen veranlafst in der dicken Flüssigkeit die Abscheidung einer steifen Gallerte. Überschichtet man die Wasserglaslösung mit konzentrierter Salzsäure, so dafs sich beide Flüssigkeiten nicht mischen (Fig. 96), so bildet sich an der Trennungs-

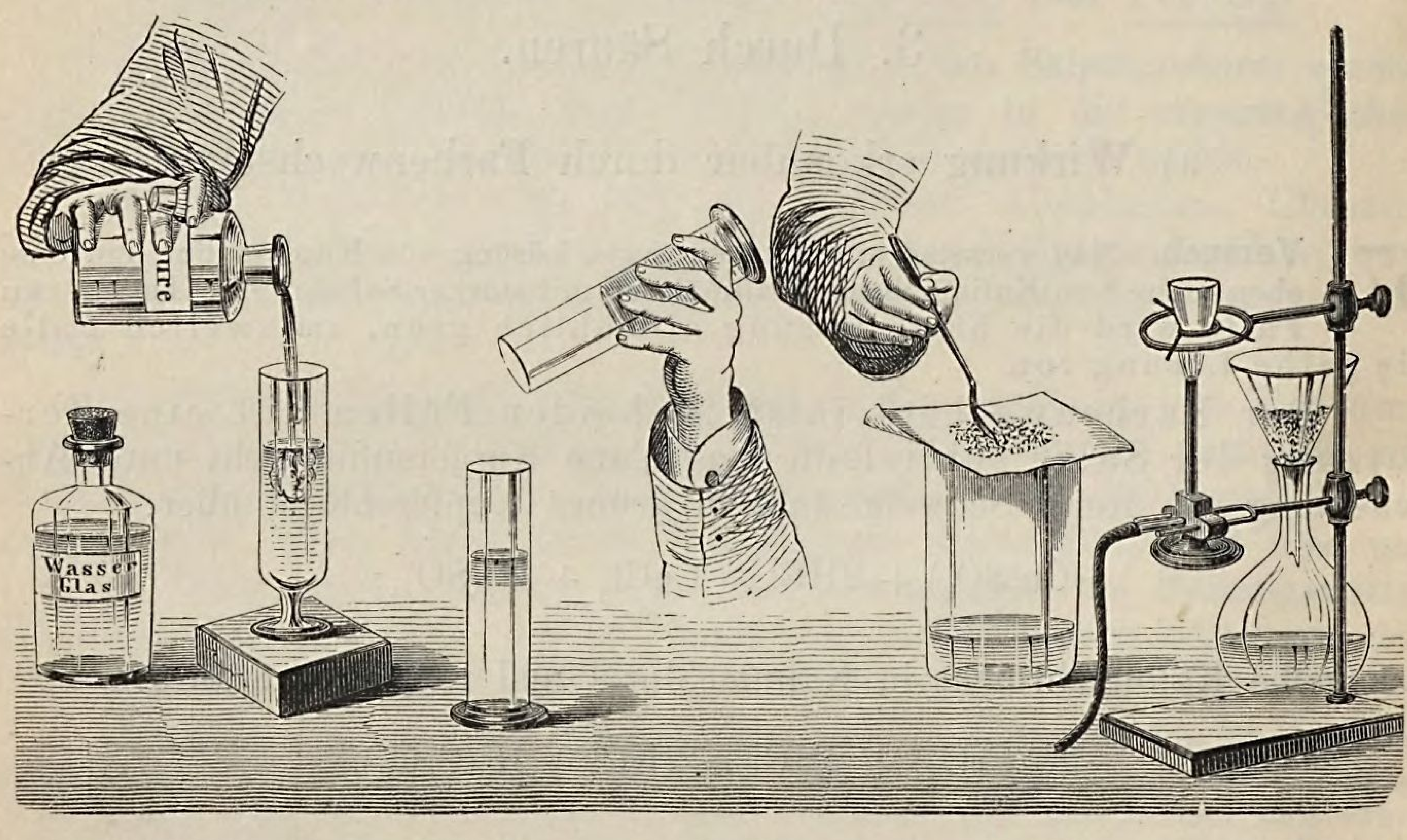


Fig. 95. Fig. 96. Fig. 97. Fig. 98. Fig. 99.
Zersetzung von Karbonaten durch Säuren.

schicht eine steife Rinde, welche bald so dick wird, dafs man nach dem Abgiefsen der überschüssigen Salzsäure das Glas umkehren kann (Fig. 97). Rührt man endlich beide Flüssigkeiten mit einem starken Glasstab rasch durcheinander, so erstarrt das Ganze zu einem dicken Brei, welchen man zuerst auf einem Colatorium (Fig. 98) und dann auf einem Trichter mit reichlichen Mengen Wasser auswäscht und zuletzt in einem Tiegel trocknet und glüht (Fig. 99).

Ergebnis. Die bei diesem Versuche ausgeschiedene Masse ist die abgeschiedene Säure, nämlich Kieselsäure (Hydrat). Das kieselsaure Kalium (oder Natrium) wird durch Schwefelsäure und Salzsäure zersetzt. Es bildet sich Kalium- (oder Natrium-) sulfat, bez. Chlorid, welches in Wasser gelöst bleibt, und Kieselsäure, die sich als fester Körper ausscheidet. Die Kieselsäure ist nach dem Auswaschen, Trocknen und Glühen in Wasser vollkommen unlöslich.

Versuch. Man wiederhole den vorigen Versuch mit der Abänderung, dafs man die Wasserglaslösung zuvor mit dem zwei- oder dreifachen Volum Wasser verdünnt. Hat man die geeignete Konzentration getroffen, so bleibt die Lösung zuerst dem Anschein nach unverändert. Nach längerer Zeit (mehreren Tagen) aber verwandelt sich das Ganze in eine zitternde, gallertartige Masse, welche allmählich eintrocknet und zuletzt die Kieselsäure in unlöslichem Zustand zurückläfst.

Dieser Versuch zeigt, dafs die Kieselsäure, wenn sie sich bei Gegenwart von genügenden Mengen Wasser aus einer Verbindung ausscheidet, eine beträchtliche Löslichkeit besitzt. Es entsteht hierbei das normale Hydrat $H_4(SiO_4)$, Orthokieselsäure (S. 110). Das hierauf folgende Erstarren zu einer Gallerte (kolloidale Kieselsäure, und das allmähliche Eintrocknen derselben ist eine fortschreitende Anhydrobildung (S. 110), welche sich zuletzt bei höherer Temperatur bis zum Anhydrid, SiO_2, fortsetzen läfst. Aus diesem Verhalten erklärt sich die Entstehung vieler Kieselsäuremineralien (Quarz, Bergkrystall, Achat, Opal etc.), welche sich offenbar nur aus wässerigen Lösungen (in Hohlräumen) abgeschieden haben können.

β. Der Niederschlag ist das neuentstandene Salz.

Versuch [T. § 164a u. c.]. Man versetze eine Lösung von Silbernitrat mit Salzsäure und eine Lösung von Bariumchlorid mit Schwefelsäure. — In beiden Fällen bildet sich ein weifser Niederschlag.

Ergebnis. Die bei diesen Versuchen entstehenden Niederschläge können, da die abgeschiedenen Säuren (welche?) löslich sind, nur die neu entstandenen Salze sein, also Silberchlorid, bezw. Bariumsulfat.

$$Ag(NO_3) + HCl = \underline{AgCl} + H(NO_3)$$
$$BaCl_2 + H_2(SO_4) = \underline{Ba(SO_4)} + 2\,HCl.$$

Da sowohl Silberchlorid als auch Bariumsulfat vollkommen unlöslich sind, so treten beide Reaktionen selbst in sehr verdünnten Lösungen ein, und deshalb lassen sich in einer Flüssigkeit, z. B. Brunnenwasser, durch Silbernitrat die geringsten Mengen Salzsäure (Chloride) und mit Bariumchlorid die geringsten Mengen Schwefelsäure (Sulfate) nachweisen. Man sagt: „Silbernitrat ist ein Reagens für Salzsäure (Chloride), Bariumchlorid ein Reagens für Schwefelsäure (Sulfate).“ Dafs man auch umgekehrt mit Salzsäure die geringsten Spuren Silber und mit Schwefelsäure die geringsten Spuren Barium in einer Lösung nachweisen kann, versteht sich von selbst.

Die Zersetzung des Salzes ist nicht, wie unter *a* (S. 139) bei löslichen Salzen, partiell, sondern vollständig.

Verallgemeinerung. Welche Salze geben in ähnlicher Weise mit Salzsäure oder Schwefelsäure derartige Niederschläge? Kann auch Salpetersäure in Salzlösungen Niederschläge dieser Art hervorbringen?

c) Wirkung, erkennbar an dem Entweichen gasförmiger Produkte.

Versuch [T. § 163]. Man übergiefse in einem Kelchglase einige Marmorstücke (Calciumkarbonat) mit verdünnter Salzsäure (Fig. 100). — Der Marmor löst sich in der Säure unter Entwickelung von Kohlensäure, was man durch Eintauchen eines brennenden Spans in das entweichende Gas beweist.

In einen hohen Fufscylinder bringe man einige hundert Kubikzentimeter einer konzentrierten Lösung von Natriumkarbonat und färbe dieselbe durch Lackmus blau. Dann giefse man rasch verdünnte Schwefelsäure hinzu. — Unter heftiger Kohlensäureentwickelung füllt sich der ganze Cylinder mit Schaum (Fig. 101).

Ergebnis. Kohlensaure Salze werden durch stärkere Säuren zersetzt. Die Kohlensäure entweicht als Anhydrid, und die zugesetzte Säure giebt mit der Base des Salzes ein neues Salz:

$$Ca(CO_3) + 2\,HCl = CaCl_2 + CO_2 + H_3O$$

$Ca(CO_3)$	$2\,HCl$	$CaCl_2$	CO_2	H_3O
Calcium-karbonat.	Chlor-wasserstoff.	Calcium-chlorid.	Kohlen-säure.	Wasser.

$$Na_2(CO_3) + H_2(SO_4) = Na_2(SO_4) + CO_2 + H_2O$$

$Na_2(CO_3)$	$H_2(SO_4)$	$Na_2(SO_4)$	CO_2	H_2O
Natrium-karbonat.	Schwefelsäure-hydrat.	Natrium-sulfat.	Kohlen-säure.	Wasser.

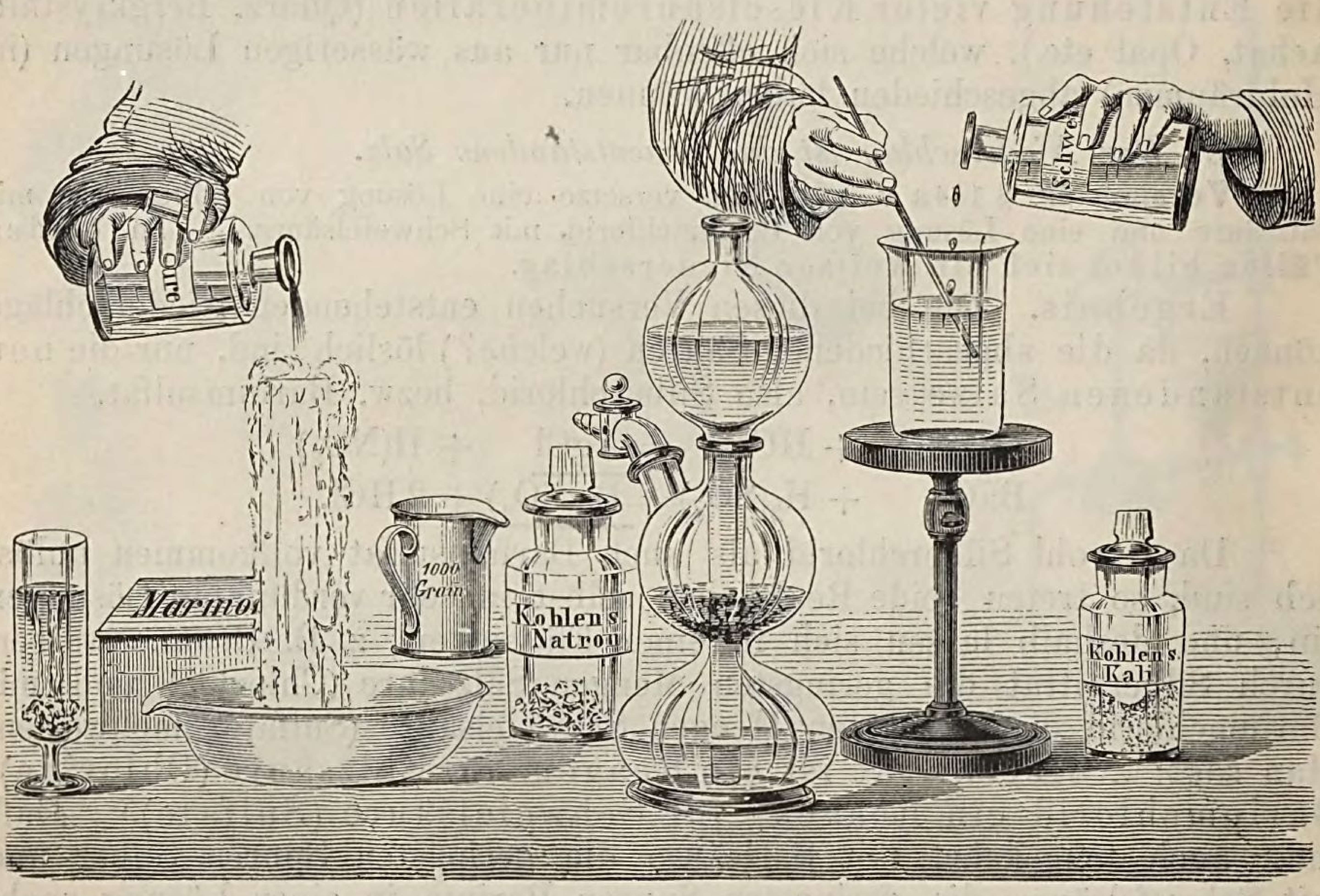


Fig. 100. Fig. 101. Fig 102. Fig. 103.
Zersetzung von Karbonaten durch Säuren.

Die Zersetzung der Karbonate durch stärkere Säuren bietet ein viel benutztes Mittel zur Darstellung der Kohlensäure dar (Fig. 102). Man verwendet dazu entweder Marmor oder Magnesiumkarbonat (*Magnesit*). Jener kann durch Salzsäure, aber nicht durch Schwefelsäure vollkommen zersetzt werden, weil das neuentstandene Calciumsulfat (Gips) in Wasser schwer löslich ist. Magnesit dagegen kann durch Schwefelsäure ebensogut wie durch Salzsäure vollständig zersetzt werden, weil sowohl Magnesiumsulfat als auch Magnesiumchlorid in Wasser leicht löslich sind.

Werden geringe Mengen des Karbonats, z. B. 1 g Kalium-, Natrium- oder Calciumkarbonat, bei Gegenwart von viel (circa 1 Liter) Wasser mit stärkeren Säuren versetzt, so entwickelt sich die Kohlensäure nicht als Gas, weil sie im Wasser gelöst bleibt (Fig. 103).

59. Auch Haloidsalze lassen sich auf dieselbe Weise durch stärkere Säuren (Schwefelsäure) zersetzen.

Versuch. Darstellung von Salzsäure. Man übergiefse Kochsalz in einem Kelchglase mit konzentrierter Schwefelsäure. Unter lebhaftem Aufschäumen entweicht ein Gas, welches man durch seinen stechenden Geruch, sowie durch seine Eigenschaften, Lackmuspapier zu röten und an der Luft dichte Nebel zu bilden, unschwer als Chlorwasserstoffgas erkennt.

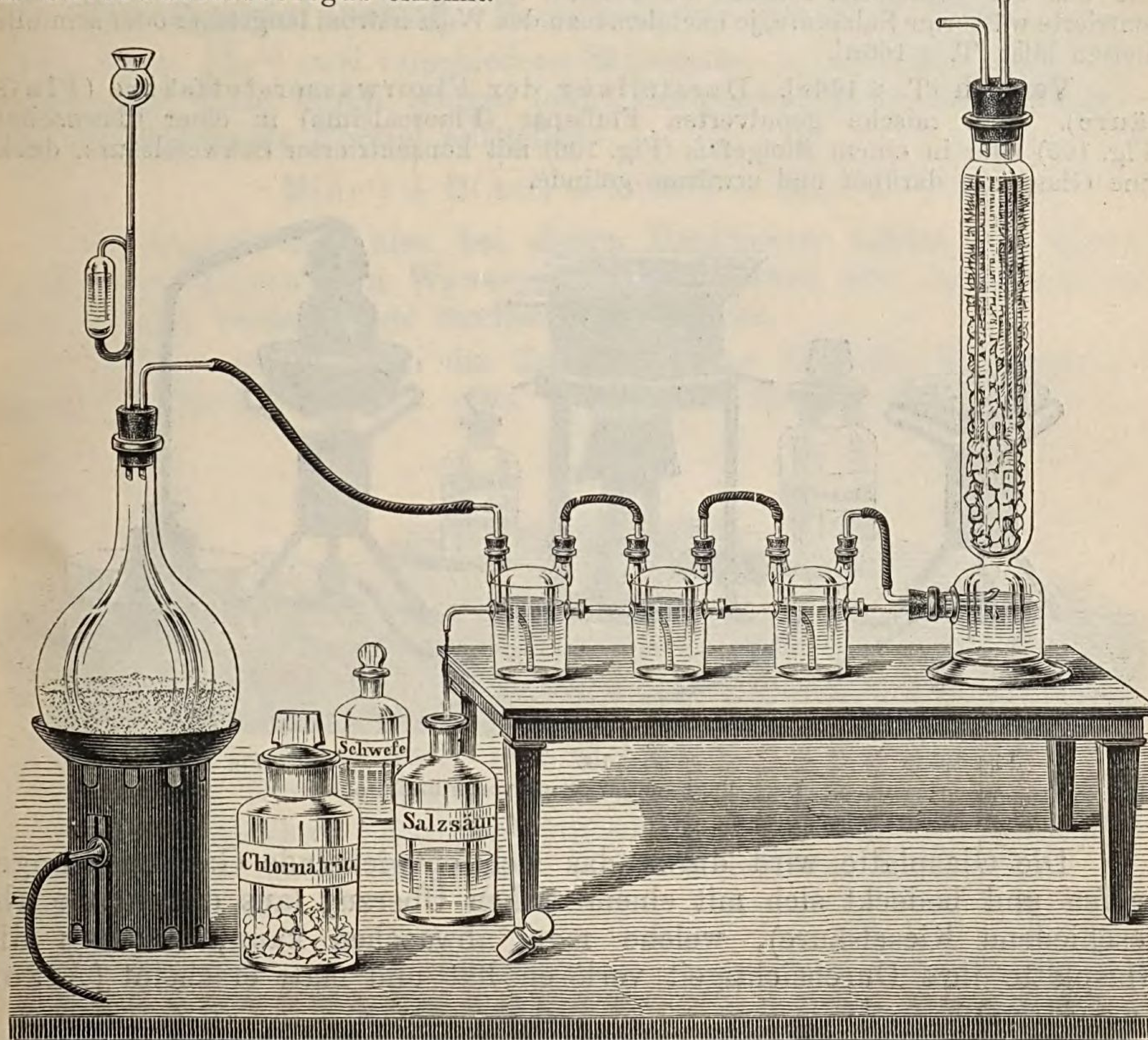


Fig. 104. Salzsäurefabrikation.

Ergebnis. Chlornatrium (Kochsalz) wird durch Schwefelsäurehydrat zersetzt: Chlorwasserstoff entweicht, und die Schwefelsäure verbindet sich mit dem Natrium zu Natriumsulfat:

$$\underset{\text{Chlor-natrium.}}{2\,NaCl} + \underset{\text{Schwefel-säurehydrat.}}{H_2(SO_4)} = \underset{\text{Natrium-sulfat.}}{Na_2(SO_4)} + \underset{\text{Chlor-wasserstoff.}}{2\,HCl}$$

Salzsäurefabrikation [T. § 166 a]. Diese Reaktion findet zur Darstellung der Salzsäure im Grofsen Anwendung, was sich durch den in Fig. 104 abgebildeten Apparat leicht demonstrieren läfst. In einen grofsen Glasballon bringt man 100—200 g Kochsalz und stellt den Apparat so zusammen, wie es die Figur zeigt, ohne die auf

dem Tische stehenden Flaschen sogleich mit Wasser zu füllen. Der mit der letzten Flasche verbundene Absorptionsturm ist mit Bimssteinstücken gefüllt. Dann wird durch das Sicherheitsrohr des Kolbens konzentrierte Schwefelsäure eingegossen und dadurch die Salzsäureentwickelung eingeleitet. Die Flaschen füllen sich alsbald mit Salzsäuregas, welches schliefslich aus dem Absorptionsturm entweicht und dort durch feuchtes Lackmuspapier nachgewiesen werden kann. Nun öffnet man den Wasserhahn und läfst kaltes Wasser durch den Turm und die Flaschen fliefsen, wodurch das Gas vollständig absorbiert wird, so dafs keine Spur davon aus dem Turm entweicht. Die aus der vordersten Flasche auslaufende Flüssigkeit ist mehr oder weniger konzentrierte wässerige Salzsäure, je nachdem man den Wasserstrom langsamer oder schneller fliefsen läfst [T. § 166a].

Versuch [T. § 166c]. Darstellung der Fluorwasserstoffsäure (Flufssäure). Man mische gepulverten Flufsspat (Fluorcalcium) in einer Platinschale (Fig. 105) oder in einem Bleigefäfs (Fig. 106) mit konzentrierter Schwefelsäure, decke eine Glasplatte darüber und erwärme gelinde.

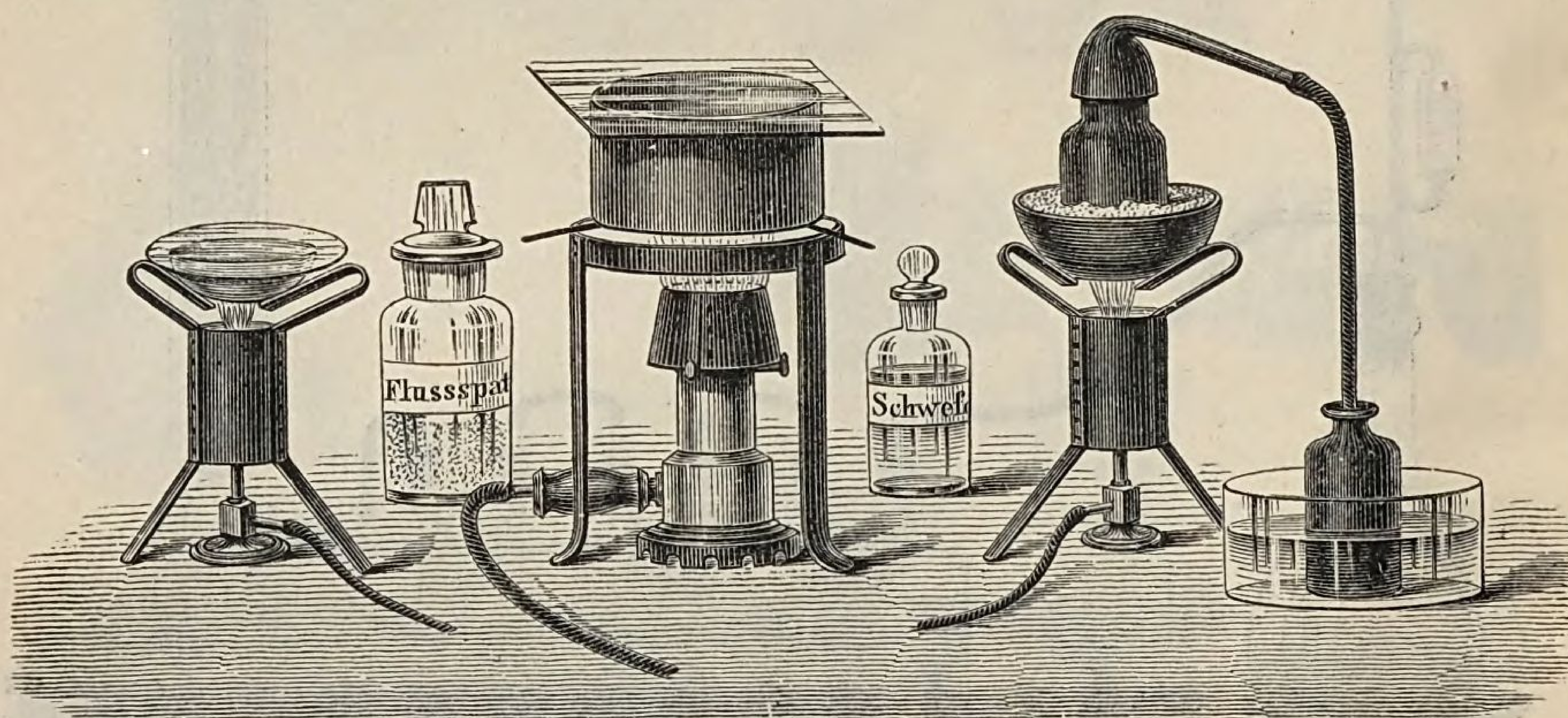


Fig. 105. Fig. 106. Fig. 107.
Darstellung und Wirkung von Flufssäure.

Die Glasplatte wird durch das sich entwickelnde Gas stark angegriffen und bedeckt sich mit einem dicken Überzug (aus dem Glase abgeschiedene Kieselsäure), welche man abwaschen kann, wodurch die Glasplatte ihre Durchsichtigeit verloren hat und matt erscheint (Ätzen des Glases).

Will man die Fluorwasserstoffsäure in Wasser auffangen, so bedient man sich zur Zersetzung eines retortenartig geformten Bleigefäfses und leitet das Gas durch ein Bleirohr in eine mit Wasser gefüllte Guttaperchaflasche (Fig. 107).

Ergebnis. Das Fluorcalcium wird durch die Schwefelsäure in ähnlicher Weise zersetzt, wie das Kochsalz: es bildet sich Caliciumsulfat:

$$CaF_2 + H_2(SO_4) = Ca(SO_4) + 2HF.$$

Die wässerige Fluorwasserstoffsäure kann nicht in Glasgefäfsen aufbewahrt werden, weil durch sie das Glas ebensogut angegriffen wird, wie durch die gasförmige Säure. — Man benutzt die Flufssäure zum Ätzen von Glas, indem man dieses mit Ätzgrund [T. § 166c] überzieht, Figuren

einradiert und dann die so präparierte Fläche der Einwirkung gasförmiger oder wässeriger Flufssäure aussetzt. Man kann auch ein Gemenge von fein gepulvertem Flufsspat mit Schwefelsäure durch feinpulveriges Bariumsulfat verdicken, mittels eines Gummistempels auf Glas drucken und nach einiger Zeit wieder abwaschen, wonach der Stempel in Glas geätzt erscheint (Ätzstempel).

Verallgemeinerung. Bezeichnen wir mit M ein Metall und mit $(\overline{Ac}^1)$, bezw. $(\overline{Ac}^2)$ zwei verschiedene Säurereste, so läfst sich für die Zersetzung der Salze durch Säuren (ohne Berücksichtigung der Wertigkeit) folgende allgemeine Formel aufstellen:

$$M(\overline{Ac}^1) + H(\overline{Ac}^2) = M(\overline{Ac}^2) + H(\overline{Ac}^1).$$

Es tauscht sich also bei diesen Reaktionen wieder das Metall des Salzes gegen den Wasserstoff der Säure aus, oder, was dasselbe ist, die beiden Reste wechseln ihre Plätze.

Hierher gehört auch die Zersetzung der Zinkate, Plumbate und Aluminate durch Säuren (s. o. S. 138), wofür dieselbe Regel gilt.

4. Durch Salze.

60. **Versuch** [T. § 169]. Man versetze in Kelchgläsern die verdünnten Lösungen verschiedener Metallsalze (jedes einzeln) mit überschüssigen Mengen einer entsprechenden Alkalisalzlösung.

Wenn die Säure des Alkalisalzes mit dem Metall des Metallsalzes ein unlösliches Salz bildet, so wird letzteres vollständig zersetzt unter Bildung eines Niederschlages, welcher sich abscheidet,[1] während die darüberstehende klare Flüssigkeit (aufser dem überschüssig angewendeten Alkalisalz) nur noch das durch Wechselzersetzung entstehende neue Alkalisalz enthält.

Wenn man fällt:	durch:	so ist der Niederschlag:
Bariumnitrat	Natriumsulfat	weifses Bariumsulfat.
Ferrichlorid	Natriumkarbonat	hellbraunes Ferrikarbonat.
Bleinitrat	Kaliumchromat	hochgelbes Bleichromat.
Cuprisulfat	Natriumkarbonat	hellblaues Cuprikarbonat.
Silbernitrat	Natriumchlorid	weifses Silberchlorid.
Silbernitrat	Kaliumchromat	rotes Silberchromat.
Quecksilberchlorid	Kaliumjodid	ziegelrotes Quecksilberjodid.

Werden zwei Salzlösungen miteinander gemischt, welche durch Wechselzersetzung kein unlösliches Salz geben können, so kann auch kein Niederschlag entstehen, und die Flüssigkeit bleibt klar. Dafs aber auch in diesem Falle Wechselzersetzung eintritt, ergiebt sich aus folgendem

1) s. oben S. 135 die Regel für die Bildung der Niederschläge.

Versuch. Man schütte in eine konzentrierte Lösung von Kupfersulfat eine gleichfalls konzentrierte Lösung von Natriumchlorid und rühre um. Die Lösung wird grün, weil sich durch Wechselzersetzung aus dem Kupfersulfat eine entsprechende Menge Kupferchlorid bildet.

Ergebnis. Salzlösungen können sich wechselseitig durch Austausch ihrer Bestandteile zersetzen, wodurch zwei neue Salze entstehen. Sind diese ebenfalls löslich, so ist die Zersetzung nie vollständig, sondern nur partiell; die Lösung enthält also nachher vier Salze, nämlich die unzersetzt gebliebenen Anteile der beiden alten und die durch Zersetzung entstandenen beiden neuen Salze. Ist aber eines von diesen vier möglichen Salzen unlöslich, so tritt stets vollständige Zersetzung ein unter Abscheidung des unlöslichen Salzes:

$$Ba(NO_3)_2 + Na_2(SO_4) = \underline{Ba(SO_4)} + 2Na(NO_3)$$
$$2FeCl_3 + 3Na_2(CO_3) = \underline{Fe_2(CO_3)_3}^{1} + 6NaCl$$
$$Pb(NO_3)_2 + K_2(CrO_4) = \underline{Pb(CrO_4)} + 2K(NO_3)$$

Verallgemeinerung. Bezeichnen wir mit M^1 und M^2 zwei verschiedene Metalle und mit $(\overline{Ac}^1)$ und $(\overline{Ac}^2)$ zwei verschiedene Säurereste, so gilt für die Wechselzersetzung der Salze (ohne Berücksichtigung der Wertigkeit) die allgemeine Formel:

$$M^1(\overline{Ac}^1) + M^2(\overline{Ac}^2) = M^2(Ac^1) + M^1(Ac^2).$$

Es tauscht sich also auch bei diesen Reaktionen Metall gegen Metall oder Säurerest gegen Säurerest aus.

5. Durch Metalle.

61. **Versuch** [T. § 174]. Man stelle nebeneinander auf: zwei Kelchgläser mit Kupfersulfat (Fig. 108), zwei Kelchgläser mit Quecksilberchlorid (Fig. 109) und zwei Kelchgläser mit Silbernitrat (Fig. 110). Dann bringe man in die erste Kupferlösung (1) ein Zinkblech, in die zweite (2) blanken, zerschnittenen Eisendraht; in die erste Quecksilberlösung (3) Zinkblech, in die zweite (4) Kupferblech; in die erste Silberlösung (5) Kupferblech, in die zweite (6) Quecksilber. — In allen Fällen werden die in den Salzlösungen enthaltenen Metalle abgeschieden, wofür sich ein entsprechender Teil der eingetauchten Metalle löst. Letzteres wird nach längerem Stehen durch den Farbenwechsel der betreffenden Lösungen, sowie durch Zusatz von Kalilauge zu letzteren erkannt.

Hierbei entstehen: in dem Eisenglase (2) eine blafsgrüne Lösung und nach Zusatz von KOH ein weifser, rasch braun werdender Niederschlag (Ferrosalz), in den Zinkgläsern (1) und (3) farblose Lösungen,

1) Das hellbraune neutrale Karbonat hat nur eine vorübergehende Existenz: es zersetzt sich je nach der Konzentration der Lösungen mehr oder weniger rasch unter Entwickelung von Kohlensäure und Bildung basischer Salze, die zuletzt (nach langer Zeit) in Ferrihydrat übergehen.

bezw. weiſse, im Überschuſs des Fällungsmittels lösliche Niederschläge (Zinksalze), in den Kupfergläsern (4) und (5) blaue Flüssigkeiten, bezw. blaue Niederschläge (Cuprisalze) und im Quecksilberglas (6) eine farblose Lösung, bezw. ein schwarzer Niederschlag (Mercurosalz). Die Reaktionen sind demnach:

$$Cu(SO_4) + Fe = Fe(SO_4) + Cu$$
$$Cu(SO_4) + Zn = Zn(SO_4) + Cu$$
$$HgCl_2 + Zn = ZnCl_2 + Hg$$
$$HgCl_2 + Cu = CuCl_2 + Hg$$
$$2Ag(NO_3) + Cu = Cu(NO_3)_2 + 2Ag$$
$$2Ag(NO_3) + 2Hg = Hg_2(NO_3)_2 + 2Ag$$

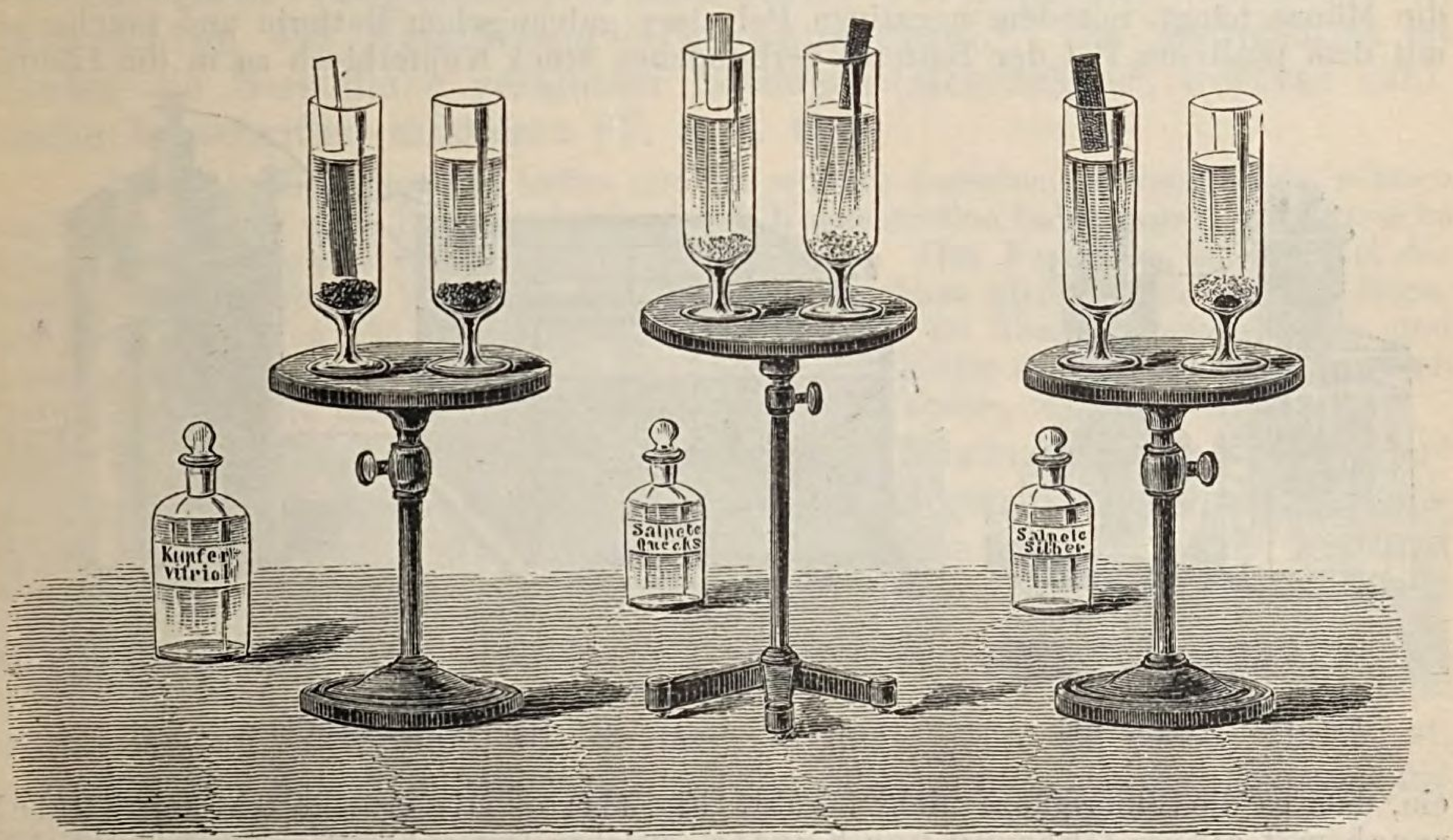


Fig. 108. Fig. 109. Fig. 110.
Zersetzung von Salzlösungen durch Metalle.

Die umgekehrten Reaktionen sind, wie aus diesen Versuchen zugleich mit hervorgeht, nicht möglich. Die Metalle ordnen sich in eine Reihe: Gold, Platin, Silber, Quecksilber, Blei, Zinn, Kupfer, Eisen, Zink, in welcher im allgemeinen die vorhergehenden Metalle durch die nachfolgenden ausgefällt werden können, nicht aber umgekehrt.

Nicht selten werden bei diesen Zersetzungen (Reduktionen) die abgeschiedenen Metalle in schön krystallisiertem Zustande erhalten, z. B., wenn man in eine Lösung von essigsaurem Blei, von Zinnchlorür oder von Kadmiumsulfat mittels eines Fadens ein blankes Stück Zink hineinhängt [Metallbäume. T. § 174b, c, d].

Verallgemeinerung. Bezeichnen wir mit M^1 und M^2 zwei verschiedene Metalle, so läſst sich die Auställung der Metalle aus den

Lösungen ihrer Salze durch andere Metalle (ohne Berücksichtigung der Wertigkeit) durch die allgemeine Formel ausdrücken:

$$M^1(\overline{Ac}) + M^2 = M^2(\overline{Ac}) + M^1.$$

Auch hier tauscht sich wiederum Metall gegen Metall aus.

6. Durch Elektrizität.

62. **Versuch** [T. § 177]. Man hänge eine blanke Silbermünze mittels eines dünnen Kupferdrahtes in eine Lösung von Kupfersulfat und ziehe sie nach einiger Zeit wieder heraus; die Münze wird, da Kupfer durch Silber nicht gefällt wird, durch die Lösung nicht verändert. Dann verbinde man den Draht, an welchem die Münze hängt, mit dem negativen Pol einer galvanischen Batterie und tauche ein mit dem positiven Pol der Batterie verbundenes Stück Kupferblech so in die Lösung

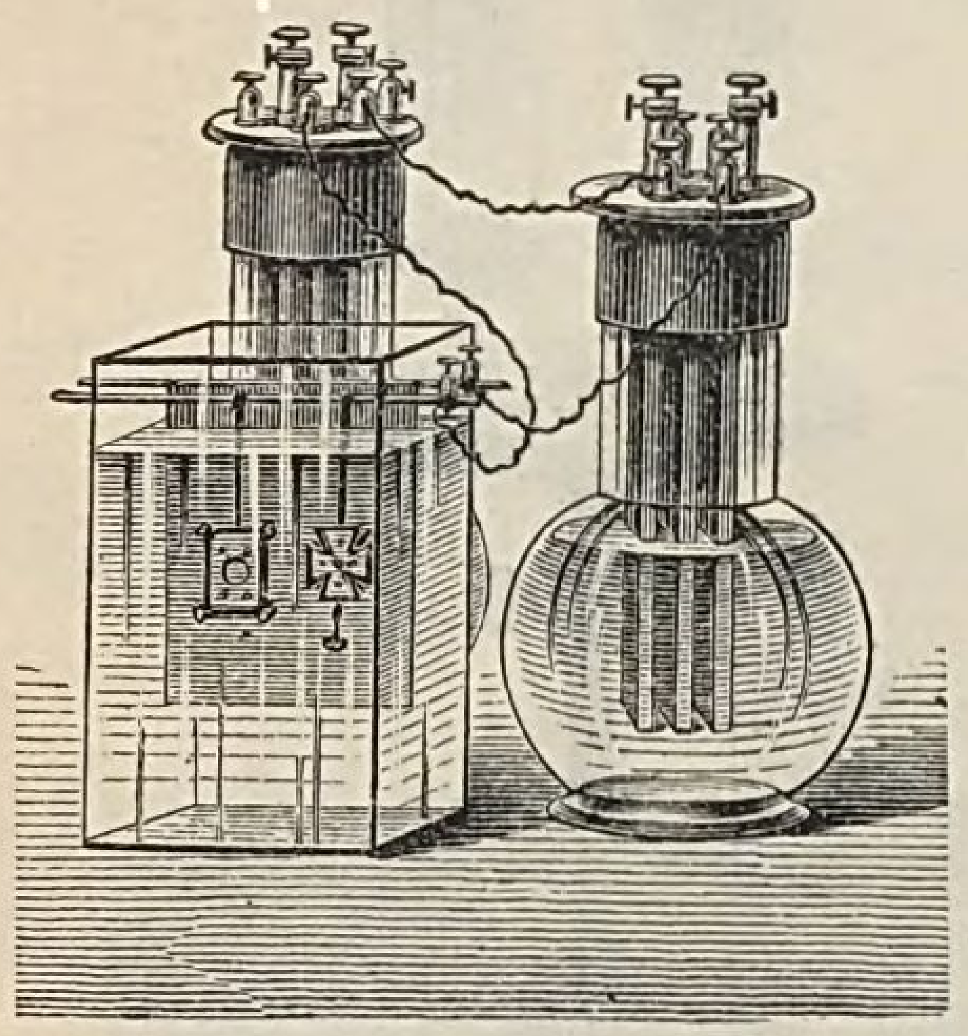


Fig. 111. Verkupfern.

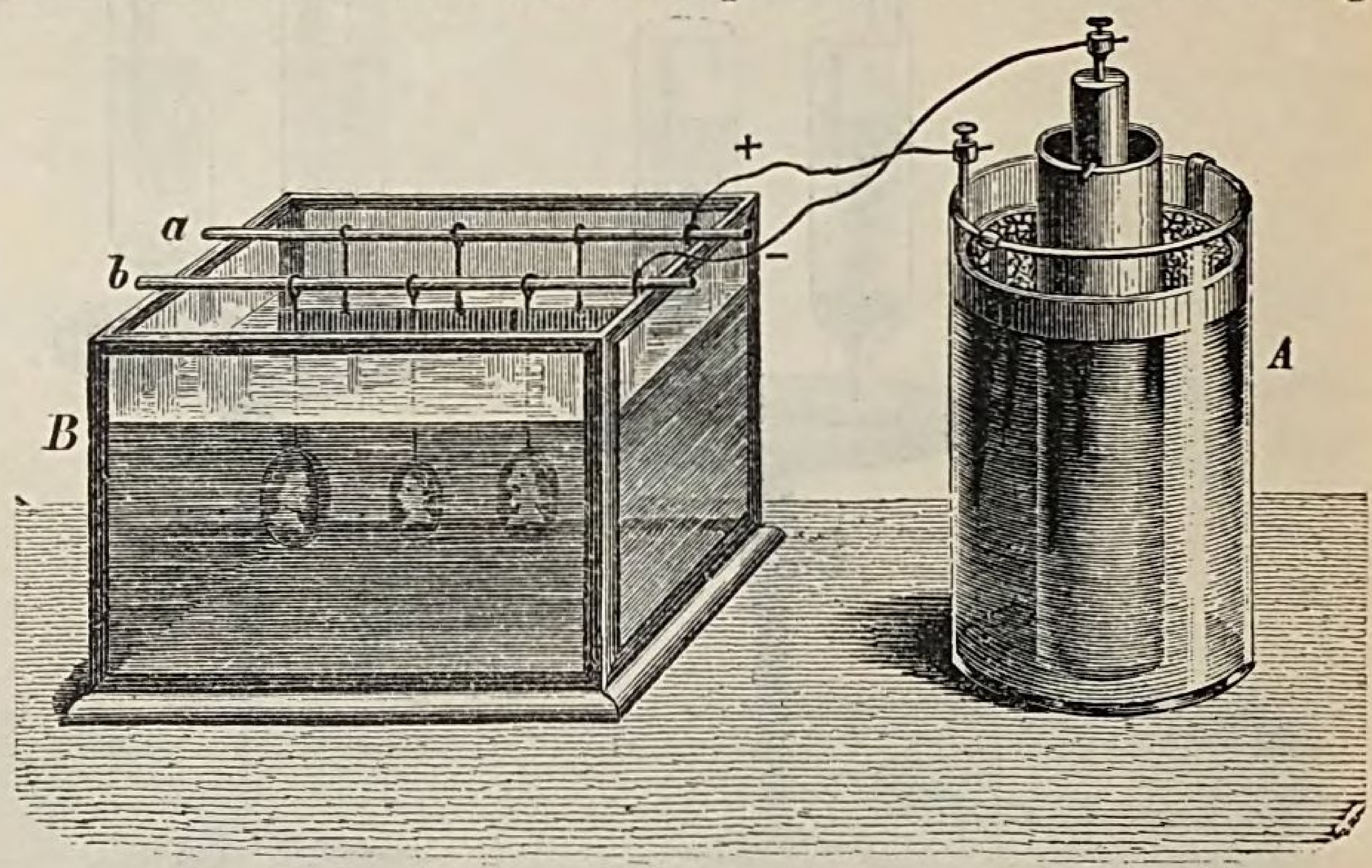


Fig. 112. Galvanoplastik.

ein, dafs es die Silbermünze nicht berührt (Fig. 111). — Die Münze überzieht sich rasch mit einem Überzug von Kupfer, welcher fest anhaftet und sich durch Abwaschen und mäfsiges Reiben nicht wieder entfernen läfst.

Ergebnis. Salzlösungen (schwerer Metalle) werden durch den elektrischen Strom derart zersetzt, dafs sich das Metall an der negativen Elektrode (Kathode) abscheidet, während der Säurerest an der positiven (Anode) frei wird, z. B.:

$$Cu(SO_4) = \overset{\text{Kathode}}{Cu} + \overset{\text{Anode}}{(SO_4)};$$

oder allgemein:

$$M(\overline{Ac}) = \overset{\text{Kathode}}{M} + \overset{\text{Anode}}{(\overline{Ac})}.$$

Besteht die positive Elektrode aus einem unedlen Metall, so verbindet sich der Säurerest $(\overline{Ac})$ mit diesem, und wenn das dadurch entstehende Salz in Wasser löslich ist, so wird die positive Elektrode allmählich gelöst. Ist überdies das Metall der positiven Elektrode mit dem in der Lösung enthaltenen gleichartig, so bewahrt die Lösung dauernd ihre Konzentration.

Besteht die Anode aber aus einem edlen Metall (Gold oder Platin), welches sich mit dem abgeschiedenen Säurerest nicht verbindet, so wird Wasser zersetzt. Der Wasserstoff verbindet sich mit dem Säurerest und macht diesen zum Hydrat, und der Sauerstoff entwickelt sich frei am Metall der Anode. So enthält die Lösung schliefslich nur freie Säure.

$$M(\overline{Ac}) = M + (\overline{Ac}) + H_2O$$

Galvanoplastik[1] [T. § 177 a—e]. Die Abscheidung der Metalle durch den elektrischen Strom wird in sehr ausgedehntem Mafse in den galvanoplastischen Anstalten benutzt, um die verschiedenen Metalle aus ihren Lösungen zu reduzieren, und zwar:

a. Zum Vergolden, Versilbern, Verkupfern, Vernickeln, Verstählen von Metallwaren (Galvanostegie).[2] Die Hauptsache ist hierbei die Herstellung geeigneter Lösungen (Metallbäder), worüber zahlreiche Vorschriften existieren [T. a. a. O.].

Wenn die Überzüge fest haften und ein schönes Aussehen besitzen sollen, müssen die Lösungen vor allen Dingen eine passende Konzentration haben, und der elektrische Strom mufs geeignete Stärke und Dichte besitzen. Das Verfahren ist dem bei der Ausführung des obigen Versuches eingehaltenen durchaus gleich: man hängt an einem mit dem negativen Pol verbundenen Metallstab die zu überziehenden Metalle und ihnen gegenüber als positive Elektrode (Anode) eine Platte auf, welche aus demselben Metall besteht, wie das in der Lösung enthaltene (Kupfer-, Nickelanoden etc.).

b. Zur Darstellung galvanischer Abdrücke oder Klischees[3] (eigentliche Galvanoplastik). Um einen Gegenstand auf galvanischem Wege nachzubilden, stellt man von demselben zuerst einen Abdruck (Matrize) aus Gips, Guttapercha oder einer geeigneten Wachs- und Harzmischung her, reibt denselben mit höchst fein gepulvertem Graphit ein, wodurch seine Oberfläche leitend wird, und hängt ihn dann, mit dem negativen Pol verbunden, in ein Bad, in dem dasjenige Metall gelöst ist, aus dem das Klischee hergestellt werden soll. Dies ist in den allermeisten Fällen Kupfer (Fig. 112).

Da die Klischees eine gewisse Stärke besitzen müssen, so müssen die Matrizen in der Regel mehrere Tage lang in dem Bade hängen bleiben. Sie lassen sich dann als eine zusammenhängende feste Kupferplatte von der Matrize lösen und geben alle Zartheiten des Originals getreulich wieder.

Der hohe technische Wert dieses Zweiges der Galvanoplastik liegt darin begründet, dafs man mit seiner Hilfe von jedem plastischen Kunstwerk ohne Beschädigung desselben beliebig viele Nachbildungen in Metall herstellen kann, welche dem Original in der Form durchaus gleichen.

c) In der Metallurgie[4] zur Gewinnung mancher Metalle aus den Erzen, indem man diese nach geeigneter Vorbereitung in Lösung bringt und daraus die Metalle durch kräftige elektrische Ströme als Pulver oder in Plattenform abscheidet (Metallurgie des Kupfers).

1) griech. πλαστική (*plastikē*), bildnerische Kunst. — 2) griech. στέγειν (*stégein*), bedecken, überziehen. — 3) franz. *cliché*, Abdruck, Abklatsch. — 4) griech. μέταλλον (*métallon*), Metall, Erz, und ἔργον (*érgon*), Werk, also: Metallbereitung.

7. Durch das Licht.

63. **Versuch.** Man erzeuge durch Vermischen einer verdünnten Lösung von Silbernitrat mit einer anderen von Chlornatrium einen feinpulverigen, weifsen Niederschlag von Chlorsilber, wasche denselben (vor Licht geschützt) sorgfältig aus, breite ihn dann im feuchtem Zustande in einem flachen Porzellannapf aus und stelle ihn ins Sonnenlicht. Der Niederschlag ändert an seiner dem Lichte ausgesetzten Oberfläche die Farbe rasch in hellviolett, dunkelviolett und zuletzt schwarz. Übergiefst man ihn mit reinem Wasser, so lassen sich darin Spuren von Salzsäure nachweisen.

Ergebnis. Die Wirkung des Lichts auf Chlorsilber besteht darin, dafs ein Teil des Chlors abgeschieden, also ein Teil des Silbers reduziert wird. Die Reaktion erstreckt sich aber immer nur auf einen sehr kleinen Teil der Verbindung. Der gröfste Teil bleibt unverändert. Bromsilber und Jodsilber verhalten sich ähnlich.

Photographie.[1] Diese Reaktion ist die Grundlage der Photographie.

Kollodiumverfahren. Glasplatten werden mit einer dünnen KBr- oder KJ-haltigen Schicht von Kollodium (eine sirupdicke Lösung von Schiefsbaumwolle in Alkohol-Äther) übergossen, welche durch Verdunstung des Lösungsmittels rasch fest wird. (Kollodionieren). In der hierdurch entstandenen durchsichtigen Haut wird lichtempfindliches Brom- oder Jodsilber abgeschieden, indem die Glasplatte in ein Silberbad, das ist eine wässerige Lösung an Silbernitrat, eintaucht, wonach sie undurchsichtig weifslich, wie Milchglas erscheint; alles im Dunkeln! (Sensibilisieren[2]) Dann wird die Platte in einer Camera obscura dem Lichte ausgesetzt (Exponieren[3]), wodurch die Reduktion des Silberhaloidsalzes eingeleitet wird, ohne dafs dadurch ein sichtbares, sondern nur ein „latentes“[4] Bild entsteht; hierauf mit einer reduzierenden Flüssigkeit, z. B. einer Lösung von Ferrosulfat, Ferrooxalat oder organischen Substanzen, wie Pyrogallussäure, Hydrochinon etc., übergossen, wodurch die Reduktion ganz oder teilweise, je nach der Intensität der Lichtwirkung, vollendet wird (Entwickeln oder Hervorrufen). Nun werden die Platten von dem Rest noch unzersetzten Bromsilbers durch Waschen mit Natriumhyposulfitlösung befreit (Fixieren[5]), getrocknet und dann mit der Bildfläche auf Papier gelegt, das mit farblosem Chlorsilber imprägniert ist. Man exponiert im hellen Tageslicht, wodurch diejenigen Stellen, auf welchen auf der Glasplatte (negatives Bild) metallisches Silber ausgeschieden ist (die Lichter des Originals), weniger, die von metallischem Silber freien Stellen (die Schatten des Originals) mehr geschwärzt erscheinen, und so erhält man ein positives Bild (Kopieren).

Überzieht man die negative Platte nach dem Trocknen auf der Bildseite mit einem schwarzen Lack, so erscheint das Bild auf der Glasseite sofort positiv, weil die Lichter des Originals durch das an der Glasplatte anhaftende weifse Silber hell und die Schatten auf dem schwarzen Untergrund dunkel erscheinen.

Gelatineverfahren. In neuerer Zeit werden sogenannte Bromsilbergelatine-Trockenplatten in den Handel gebracht, welche gleich zum Exponieren fertig sind, deren Anwendung also die beiden ersten Operationen entbehrlich macht. Sie werden fabrikmäfsig hergestellt, indem man eine warme Lösung von Gelatine im Dunkeln mit KBr und etwas KJ mischt und allmählich mit einer Lösung von $AgNO_3$ versetzt. Hierbei scheidet sich das AgBr (bezw. AgJ) in so feinem Zustande aus,

1) griech. φῶς (*phōs*), Licht und γράφειν, (*gràphein*), schreiben, zeichnen. — 2) lat. *sensibĭlis*, empfindlich, also: empfindlich machen. — 3) lat. *exponĕre*, aussetzen. — 4) lat. *latēre*, verborgen sein, also: verborgenes Bild. — 5) lat. *fixus*, fest, also: befestigen.

dafs das Ganze eine Milch (Emulsion) bildet. Nach dem Erkalten wäscht man die entstandene Gallerte durch Einlegen in Wasser aus, um das gebildete KNO_3 zu entfernen, macht sie durch Erwärmen wieder flüssig, übergiefst damit die Platten und läfst diese trocknen, alles im Dunkeln. Diese Platten sind aufserordentlich empfindlich und werden besonders zur Herstellung der sogenannten Augenblicksbilder benutzt, für die eine Expositionsdauer von einem Bruchteil einer Sekunde genügt.

Die Photographie, ursprünglich Daguerréotypie genannt, ist eine Erfindung von Daguerre (1839), welcher die Bilder auf einer mit Jodsilber überzogenen, polierten Silberplatte erzeugte, mit Quecksilberdämpfen entwickelte und mit Natriumhyposulfit fixierte. Talbot (1840) nahm statt der Silberplatte mit Chlorsilber getränktes Papier (Talbotypie) und Archer (1851) nach Gray's Vorschlag eine mit jodsilbergetränktem Kollodium überzogene Glastafel. Durch Verbindung der beiden letzten Methoden hat sich die heutige Photographie entwickelt.

VI. Die wichtigsten Mineralien nach ihrer chemischen Zusammensetzung geordnet.

Bearbeitet unter Mitwirkung von **F. Nies.**†

64. Mineralien sind homogene anorganische Naturkörper, welche ohne Mitwirkung organischer Prozesse und ohne Zuthun des Menschen entstanden sind. Herkömmlicherweise rechnet man zu ihnen aber auch einige durch Zersetzung und Umbildung urweltlicher organischer Körper entstandene kohlenstoffhaltige Massen, welche in der Erdrinde begraben sind, wie z. B. Steinkohle, Braunkohle, Bernstein etc.

Die meisten Mineralien sind krystallinisch und zwar:

1. phanerokrystallinisch, d. h. aus deutlich erkennbaren Krystallen bestehend.
 a. makrokrystallinisch, Krystalle mit blofsem Auge wahrzunehmen.
 b. mikrokrystallinisch, Krystalle nur unter dem Mikroskop wahrnehmbar.
2. kryptokrystallinisch (derb), unter dem Mikroskop nur einzelne undeutliche Krystallflächen, aber keine Krystallindividuen zeigend.

Die Mineralien besitzen ferner eine bestimmte Härte (unten im Text mit H. bezeichnet; Härteskala S. 1), und ein bestimmtes spezifisches Gewicht, (spez. Gew.), welche beide für die einzelnen Mineralspezies charakteristisch sind und zur Identifizierung derselben dienen können.

Viele Mineralien sind gesteinsbildend, d. h. sie bilden entweder für sich, durch Anhäufung zu gröfseren Massen, die sogenannten „einfachen Gesteine“ [e. G.] oder im Gemenge mit anderen die „gemengten Gesteine“ [g. G.]

Krystallsysteme.

Alle Krystallformen lassen sich auf sechs „Krystallsysteme“ zurückführen, die nach der relativen Länge und Lage ihrer Achsen unterschieden werden.

1. **Reguläres oder tesserales System.** Drei Achsen, alle gleich lang und senkrecht aufeinander. Hauptformen: Oktaeder, Hexaeder (oder Würfel), Rhombendodekaeder und Pyramidenwürfel (Tetrakis-

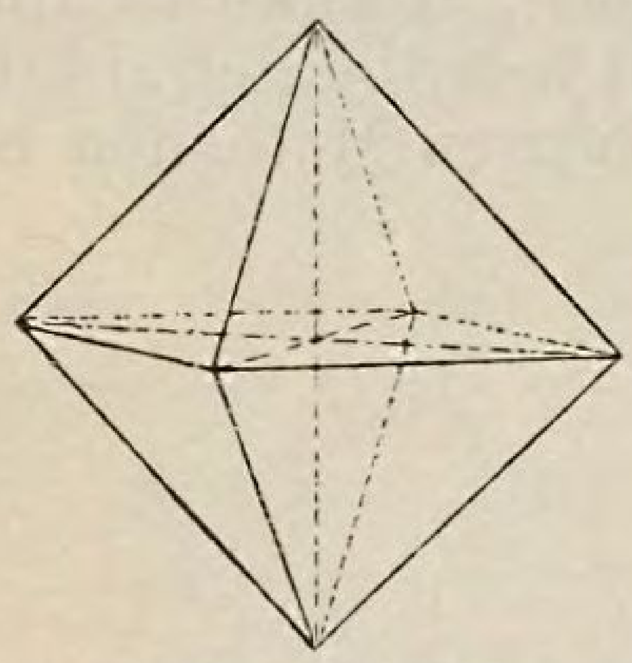


Fig. 113. Oktaeder.

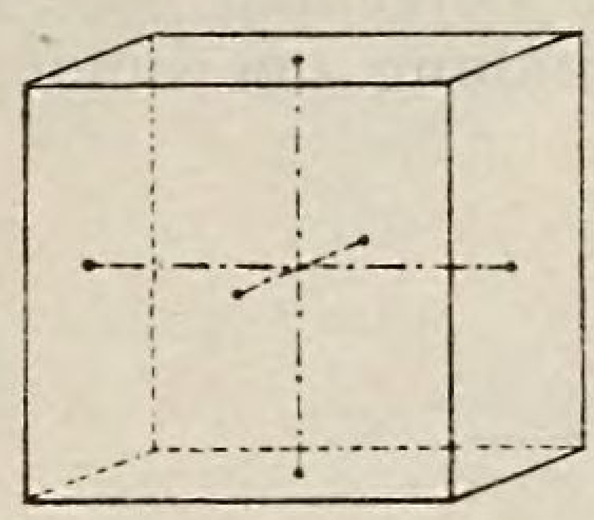


Fig. 114. Hexaeder.

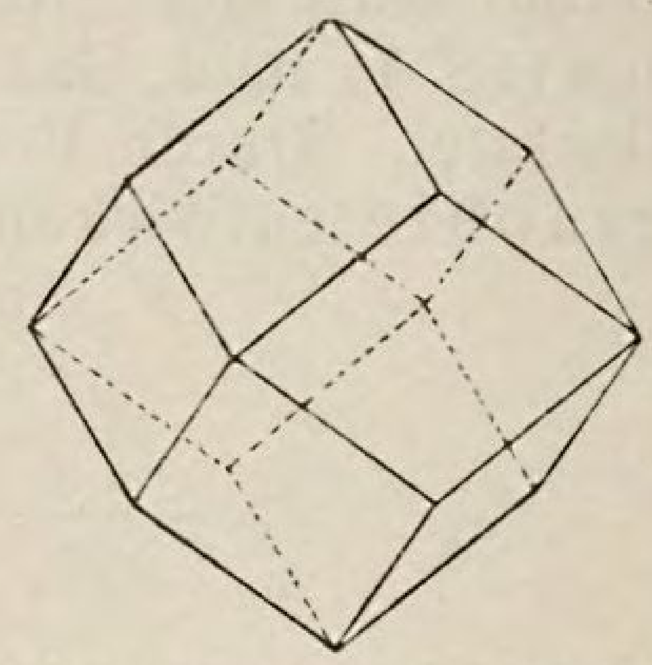


Fig. 115. Rhombendodekaeder.

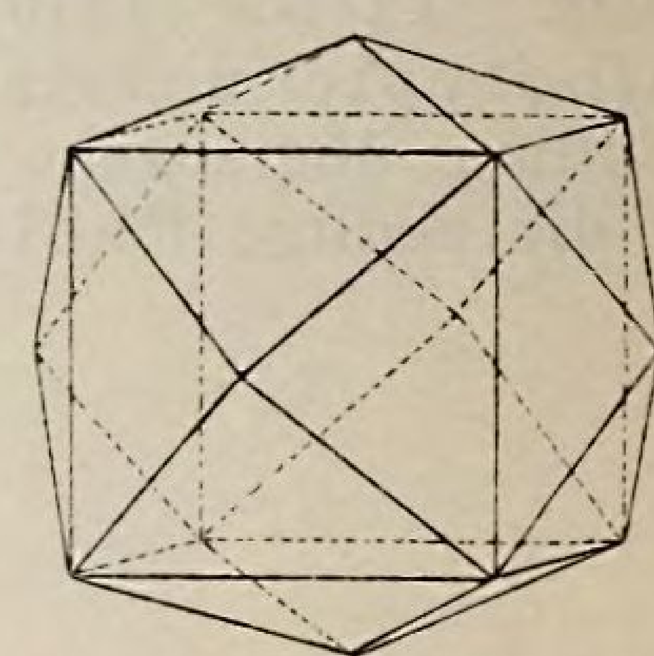


Fig. 116. Pyramidenwürfel.

hexaeder). Durch Hemiëdrie (Halbflächigkeit) entsteht aus dem Oktaeder: das Tetraeder und aus dem Pyramidenwürfel: das Pentagondodekaeder.

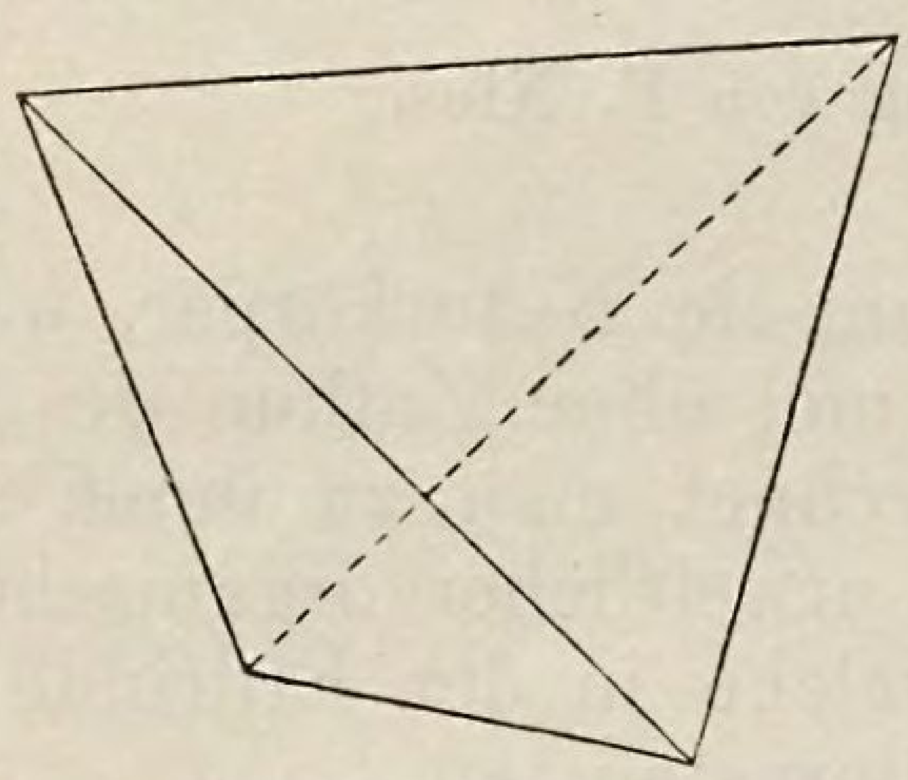


Fig. 117. Tetraeder.

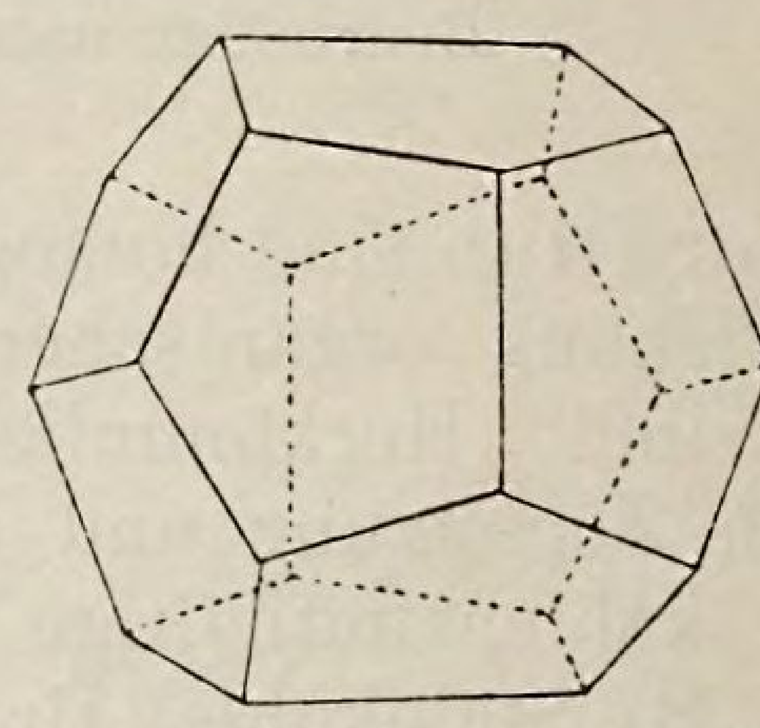


Fig. 118. Pentagondodekaeder.

Bei der Hemiëdrie sind immer nur die abwechselnden, also nur die Hälfte aller vorhandenen Flächen des vollflächigen oder holoedrischen Krystalles ausge-

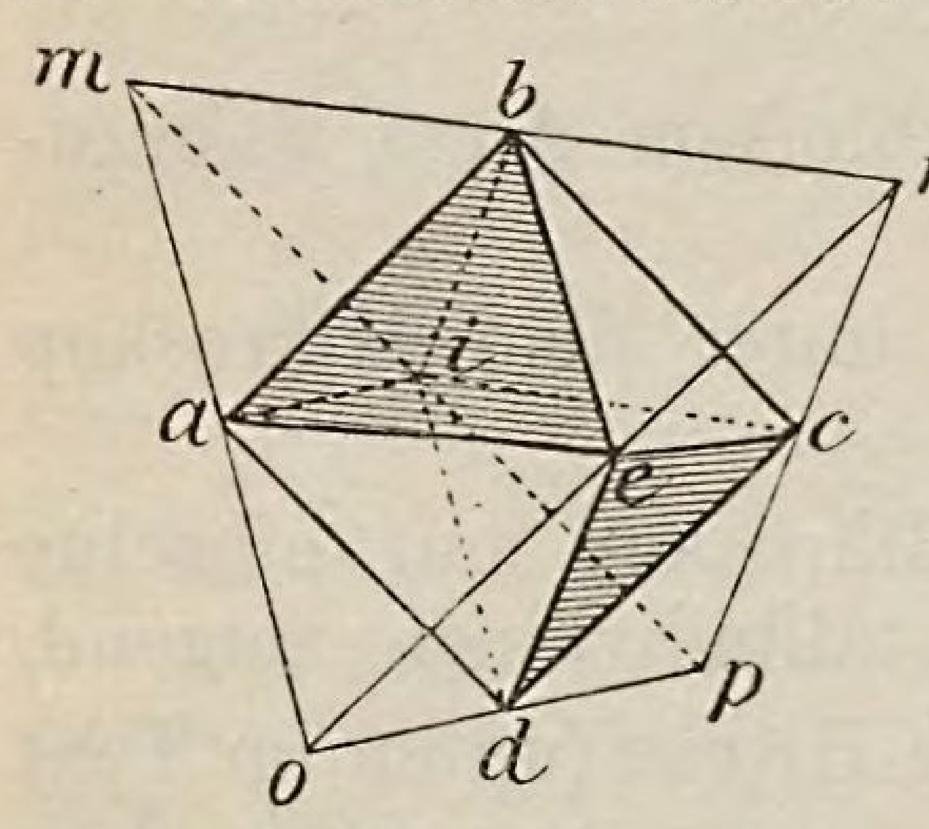


Fig. 119.
Tetraeder mit Oktaeder.

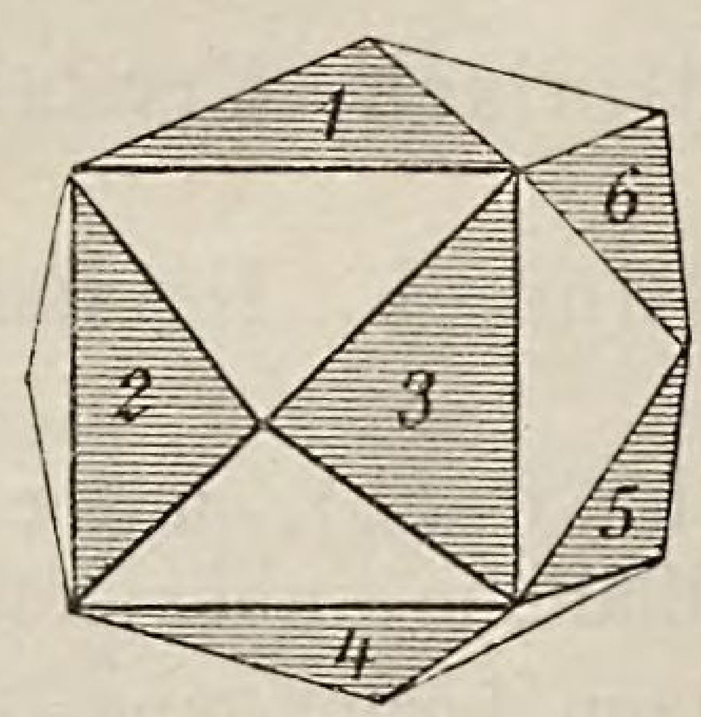


Fig. 120.
Pyramidenwürfel (holoëdrisch).

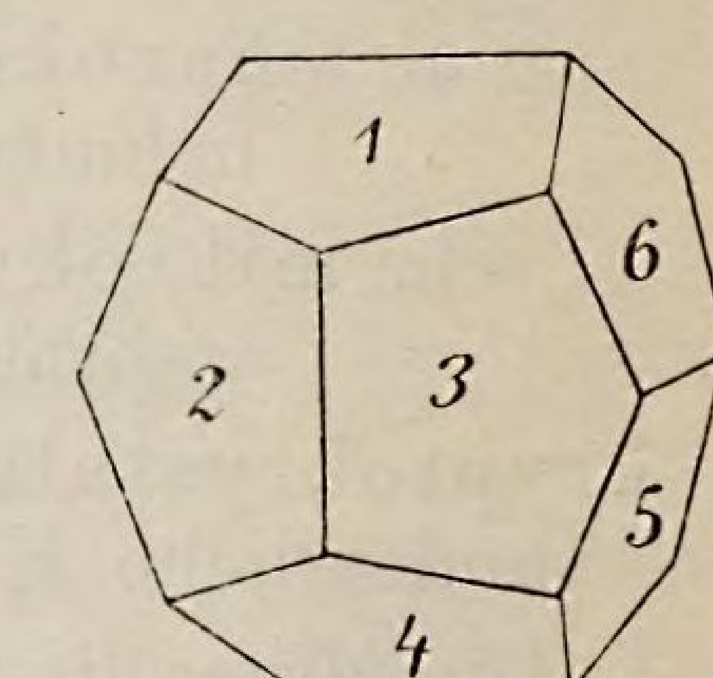


Fig. 121.
Pentagondodekaeder (hemiedrisch).

gebildet, während die zwischenliegenden verschwunden sind. So sind z. B. beim Tetraeder (Fig. 119) aus den beiden vorderen Oktaederflächen *abe* und *ecd* die vorderen Tetraederflächen *mno* und *nop* entstanden; die angrenzenden Oktaederflächen *bec* und *aed* dagegen verschwunden. Ebenso sind durch Wachsen der hinteren Oktaederflächen *bic* und *aid*, unter Verschwinden der beiden andern, die hinteren Tetraederflächen *mnp* und *mop* entstanden.

Die Ableitung des hemiedrischen Pentagondodekaeders vom holoedrischen Pyramidenwürfel wird durch Fig. 120 und 121 klar; Fig. 120 zeigt die vorderen 12 Flächen des 24flächigen Pyramidenwürfels. Denkt man sich die abwechselnd gelegenen, sechs schraffierten Flächen durch fortschreitendes Wachstum so ausgebildet, daſs die zwischen gelegenen verschwinden, so bleiben jene allein übrig und bilden, indem sie sich in Fünfecken schneiden, die vordern 6 Flächen des 12-flächigen Pentagondodekaeders (Fig. 121). Die Ziffern 1—6 bezeichnen die entsprechenden Flächen des holoedrischen und hemiëdrischen Krystalls.

2. **Tetragonales System.** Drei Achsen, davon zwei gleich lang und senkrecht aufeinander (Nebenachsen), die dritte (Hauptachse) senkrecht auf beiden und länger oder kürzer. Basis ein Quadrat. Hauptformen: Tetragonale Doppelpyramide und tetragonales Prisma (quadratische Säule); Kombinationen: Prisma mit Pyramide.

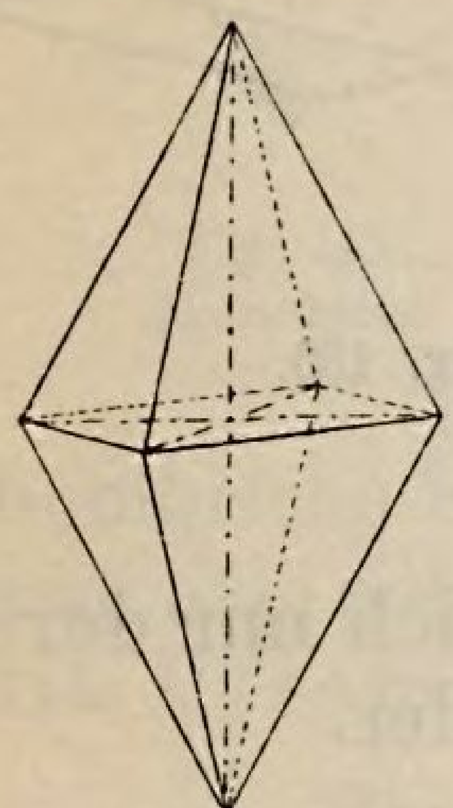


Fig. 122.

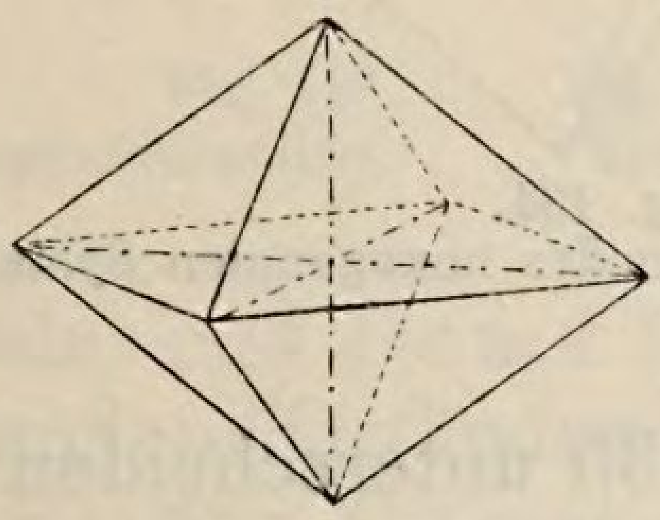


Fig. 123.

Tetragonale Doppelpyramide.

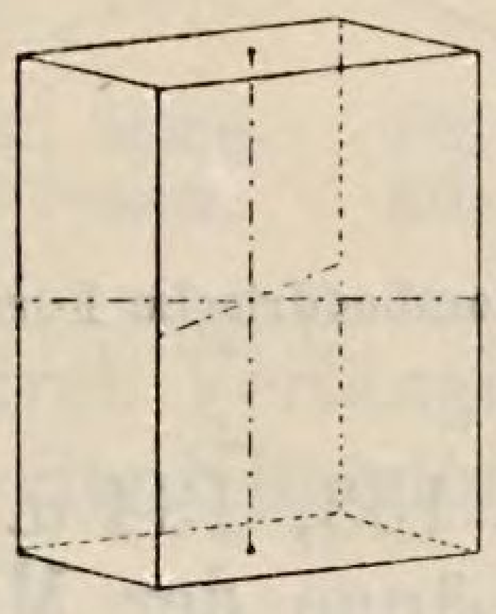


Fig. 124.

Tetragonales Prisma.

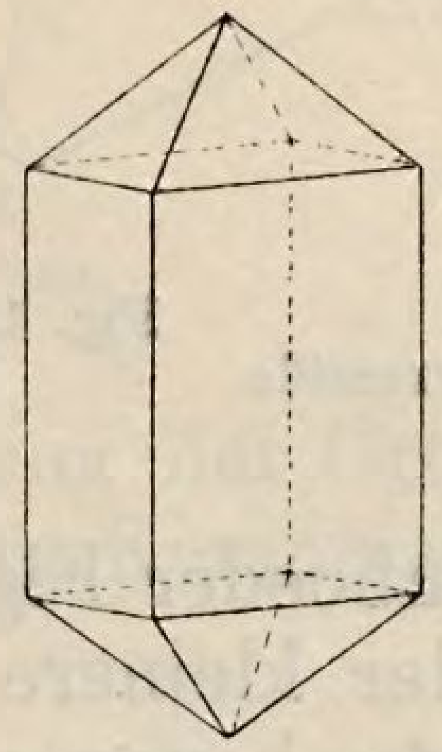


Fig. 125.

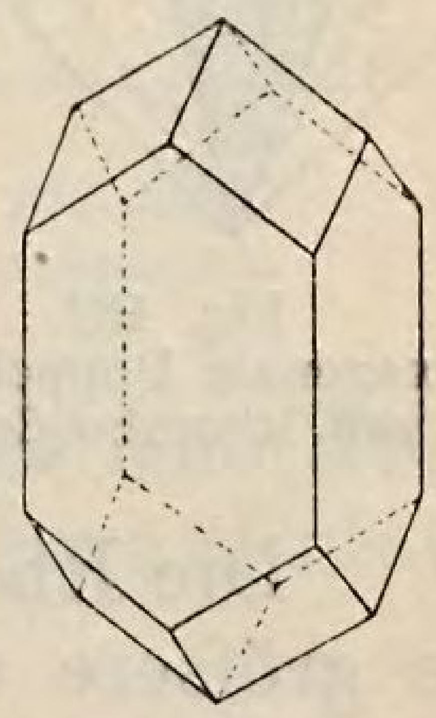


Fig. 126.

Tetragonales Prisma mit Pyramide.

3. **Hexagonales System.** Vier Achsen, davon drei gleich lang, sich unter Winkeln von 60° schneidend (Nebenachsen), die vierte senkrecht auf diesen und länger oder kürzer (Hauptachse). Basis ein regelmäſsiges

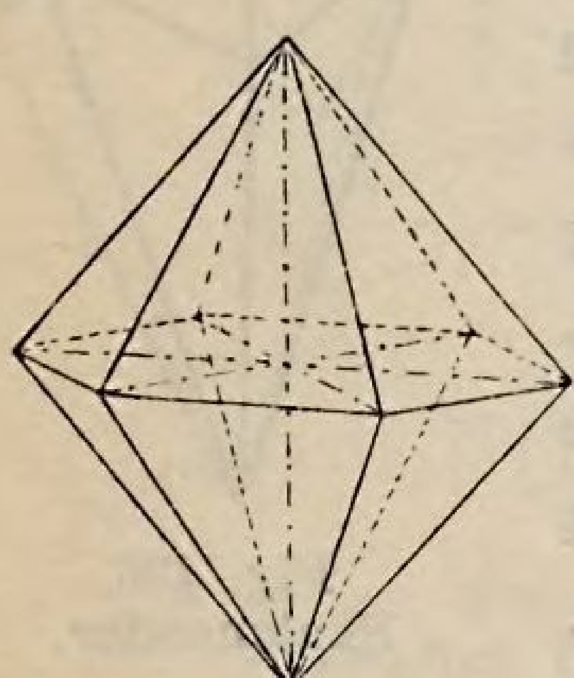


Fig. 127.

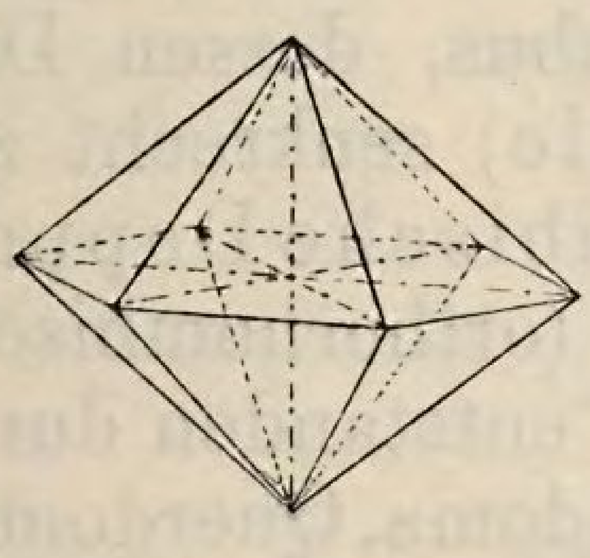


Fig. 128.

Hexagonale Doppelpyramide.

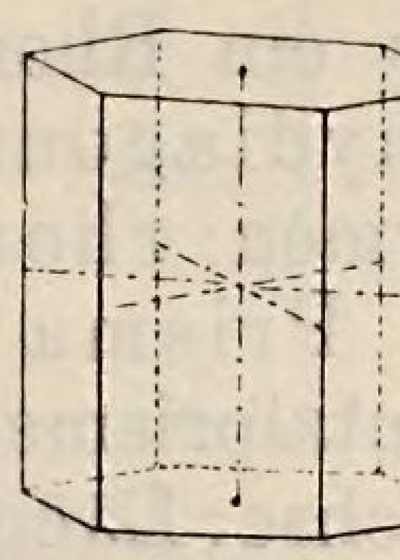


Fig. 129.

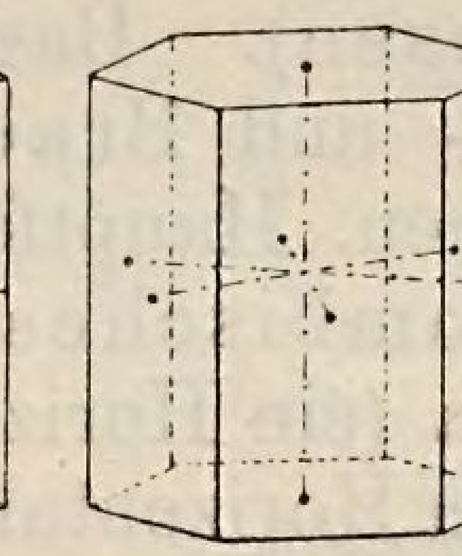


Fig. 130.

Hexagonale Prismen.

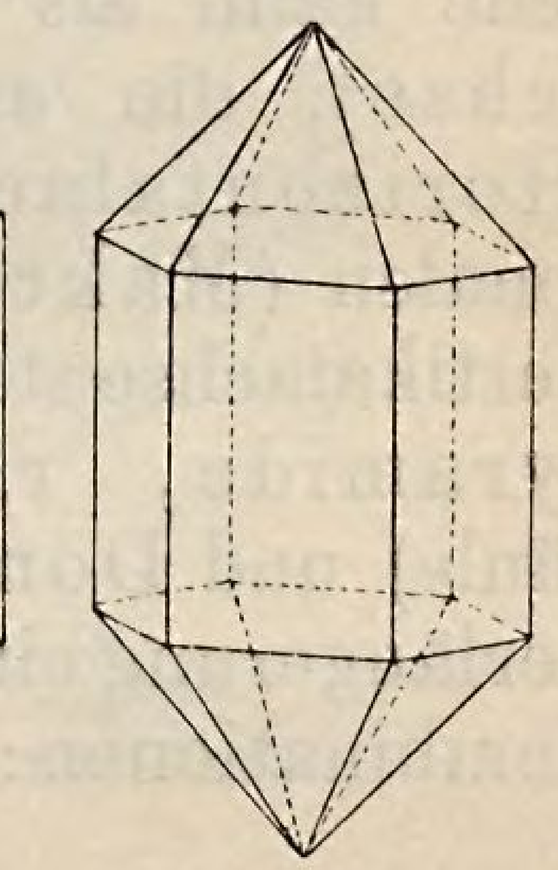


Fig. 131.

Hexagonales Prisma mit Pyramide.

Sechseck. Hauptformen: Hexagonale Doppelpyramide und hexagonales Prisma (sechsseitige Säule). Kombinationen: Prisma mit Pyramide.

Die **rhomboedrischen** Formen des hexagonalen Systems entstehen durch Hemiedrie, wie Fig. 132 erkennen läſst, welche zeigt, wie aus der hexagonalen Doppelpyramide durch Verschwinden der abwechselnden Flächen eine von sechs Rhomben begrenzte Figur, ein sogenanntes Rhomboeder entsteht.

Die innere Figur zeigt die sechs vorderen Flächen der holoedrischen hexagonalen Doppelpyramide, von denen drei dunkel schraffiert sind. Vergröſsern sich nur diese durch fortschreitendes Wachstum, bis die zwischenliegenden verschwunden sind, so bleiben jene allein übrig und bilden, indem sie sich in Rhomben schneiden, die drei vorderen Flächen eines sechsflächigen hemiëdrischen Rhomboeders. Ebenso wachsen die abwechselnden hinteren drei Flächen der Doppelpyramide zu den entsprechenden hinteren rhombischen Flächen des Rhomboeders aus.

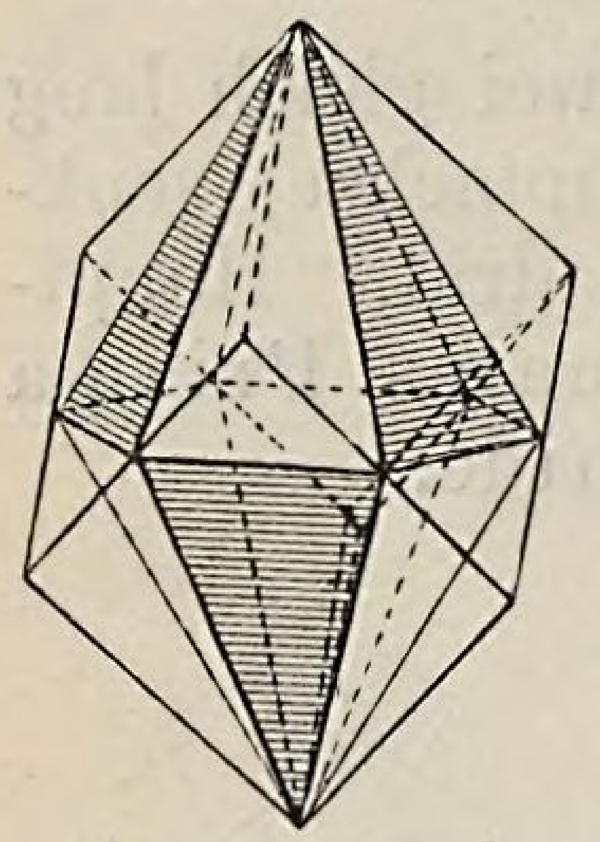


Fig. 132.
Hexagonale Doppelpyramide mit Rhomboeder.

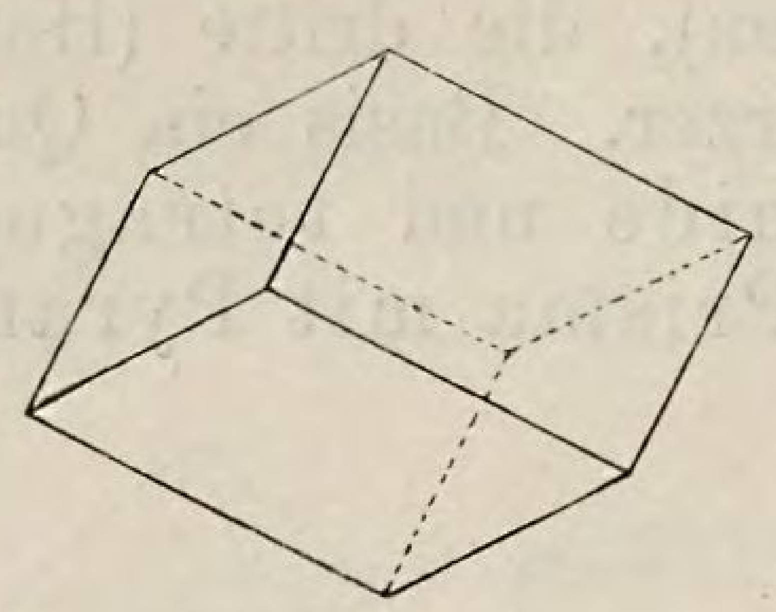


Fig. 133.

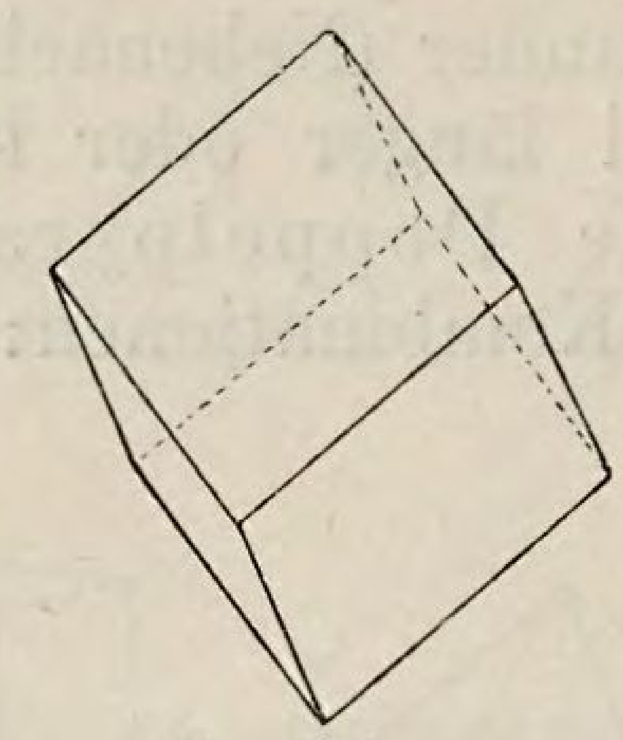


Fig. 134.

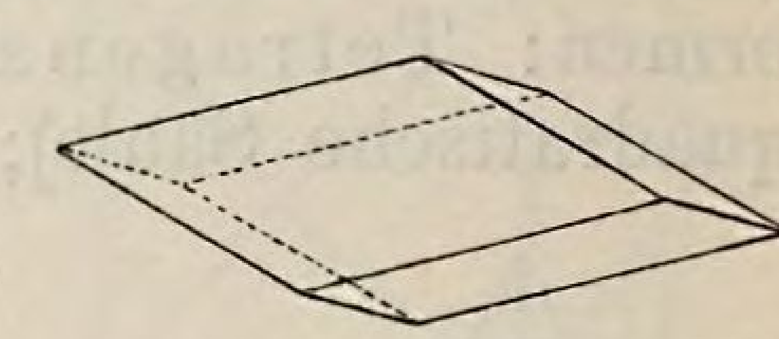


Fig. 135.

Rhomboedrische Formen des hexagonalen Systems.

Die Rhomboeder Figg. 133, 134 u. 135 unterscheiden sich nur durch die gröſsere oder kleinere Länge der Mittelachse von einander.

Sind bei der hexagonalen Doppelpyramide die Flächen so ausgebildet, daſs die Randkanten eine zickzackförmige Figur bilden, so entsteht das hexagonale Skalenoeder (Fig. 136).

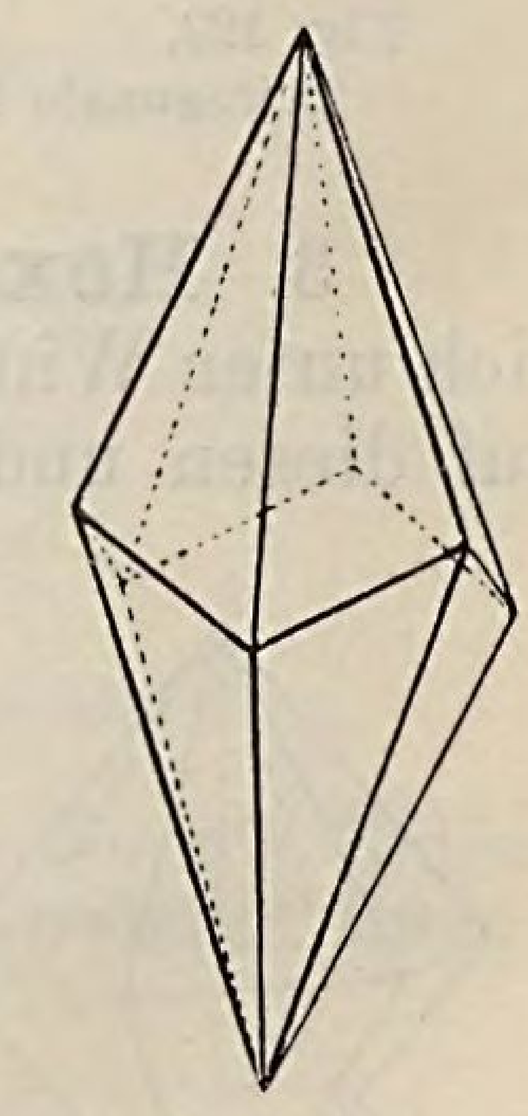


Fig. 136. Skalenoeder.

4. **Rhombisches System.** Drei Achsen, alle verschieden lang, aber alle senkrecht aufeinander stehend. Jede kann als Hauptachse angesehen werden (Vertikalachse), die andern beiden sind dann die Nebenachsen (Horizontalachsen). Basis ein Rhombus, dessen Diagonalen (Makro- und Brachydiagonale) senkrecht zur Vertikalachse stehen. Hauptformen: rhombische Doppelpyramide, rhombisches Prisma (orthorhombische Säule) und Doma (ein Horizontalprisma, entstanden durch Verlängerung einer Horizontalachse: Längsdoma, Querdoma). Kombinationen: Prisma mit Pyramide und Doma.

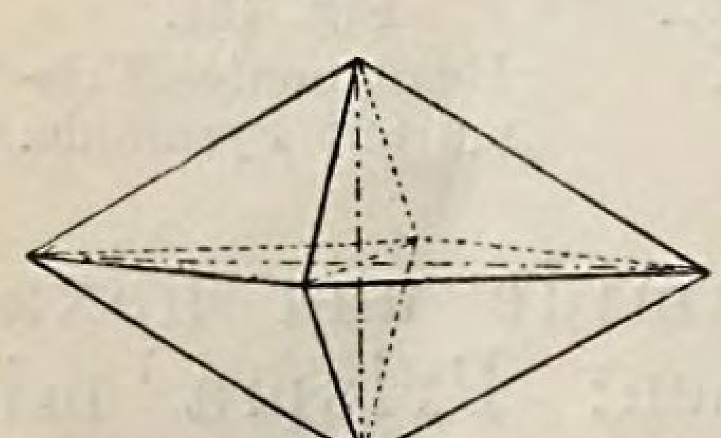


Fig. 137. Rhombische Doppelpyramide.

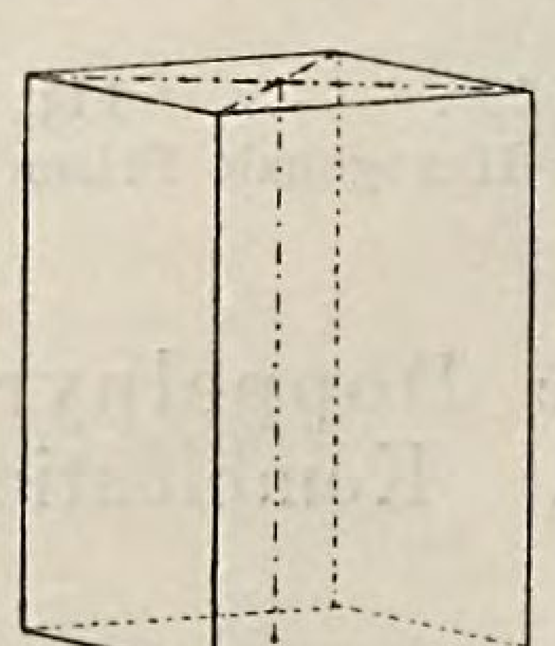


Fig. 138. Rhombisches Prisma.

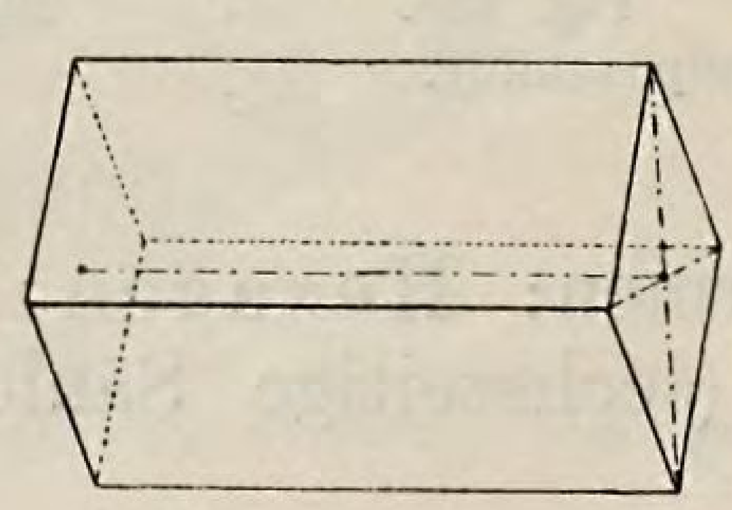


Fig. 139. Rhombisches Querdoma.

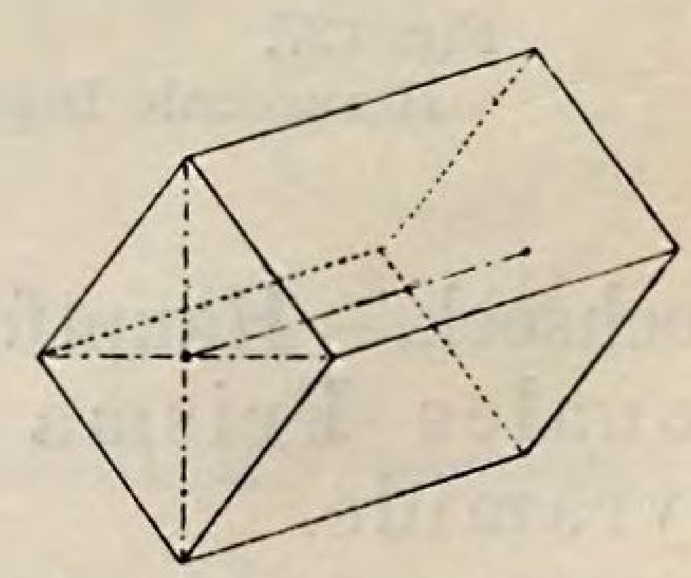


Fig. 140. Rhombisches Längsdoma.

5. **Monoklines System.** Drei Achsen, alle verschieden lang, zwei davon sich schiefwinklig schneidend, die dritte senkrecht auf beiden

stehend. Eine der beiden schiefwinkligen Achsen wird als Hauptachse (Vertikalachse) angesehen, dann ist die Basis (der schiefe Querschnitt) ein Rhombus, dessen eine Diagonale (Orthodiagonale) senkrecht, die andere (Klinodiagonale) schiefwinklig zur Vertikalachse steht. Hauptformen: monokline Doppelpyramide, monoklines Prisma (klino-

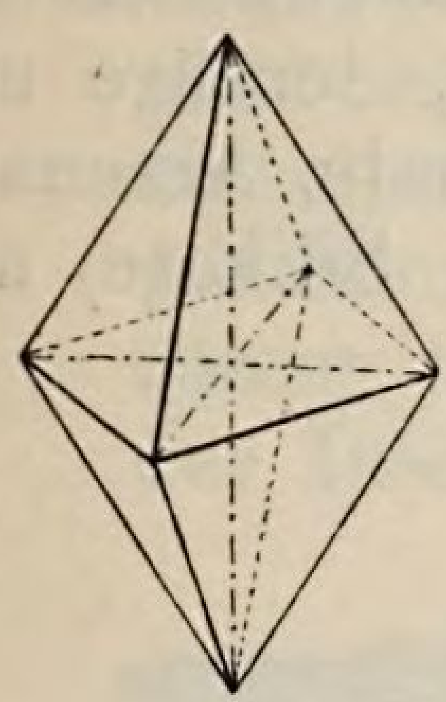
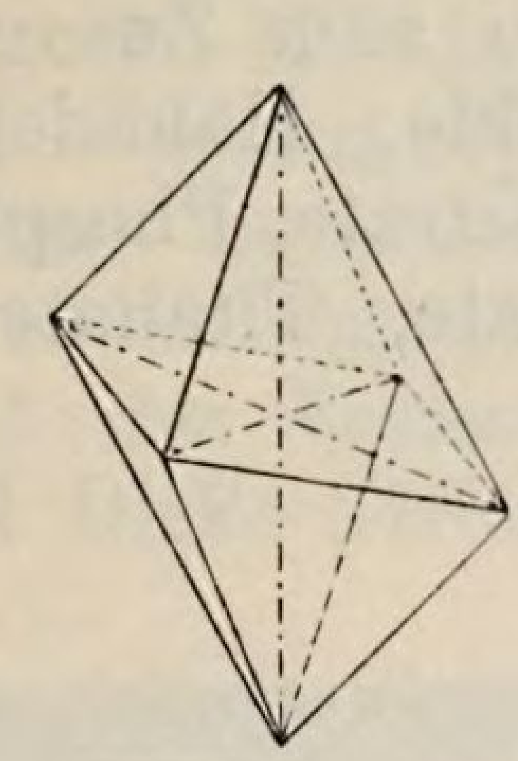



Fig. 141. Fig. 142. Monokline Doppelpyramide.

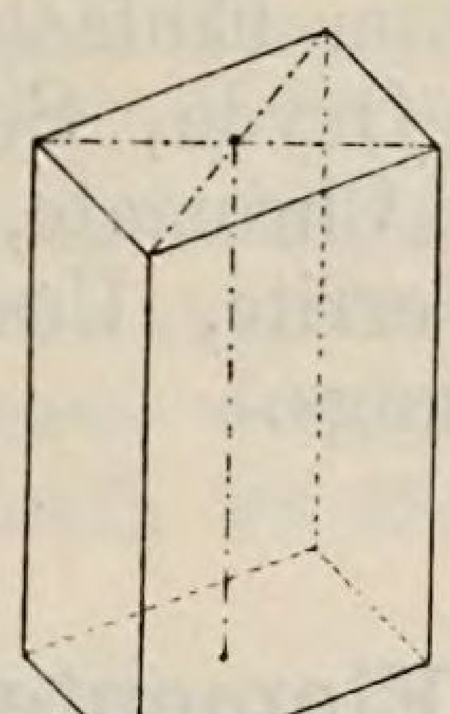


Fig. 143. Monoklines Prisma.

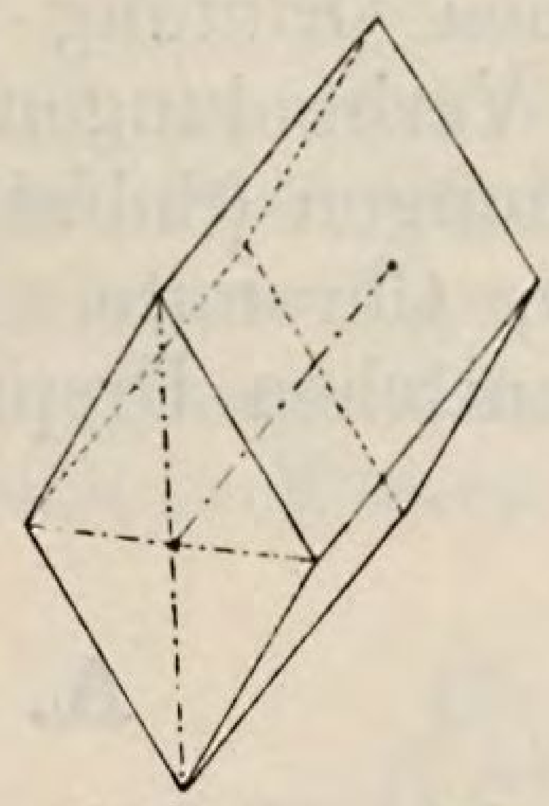


Fig. 144. Klinodoma.

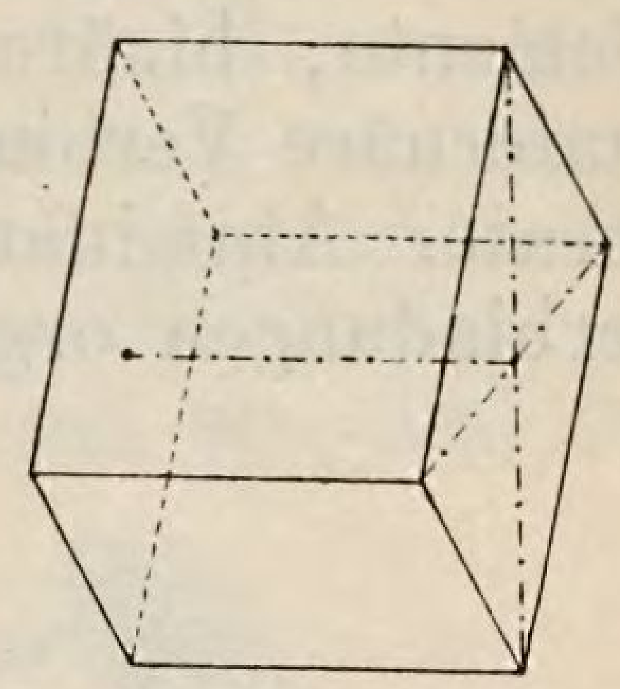


Fig. 145. Orthodoma.

rhombische Säule) und Doma (durch Verlängerung der Ortho- oder Klinodiagonale entstanden: Orthodoma oder Klinodoma); Kombinationen: Prisma mit Pyramide oder Doma.

6. **Trinklines System.** Drei Achsen, alle verschieden lang und schiefwinklig aufeinander stehend. Eine derselben wird als Vertikalachse gewählt, dann ist die Basis (der schiefe Querschnitt) ein Rhomboid

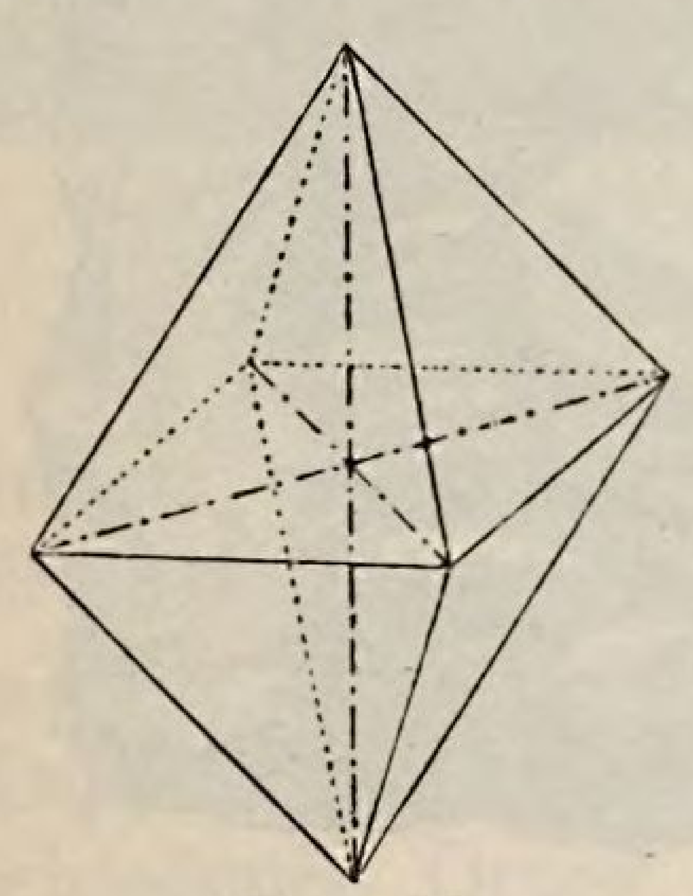


Fig. 146. Trikline Doppelpyramide.

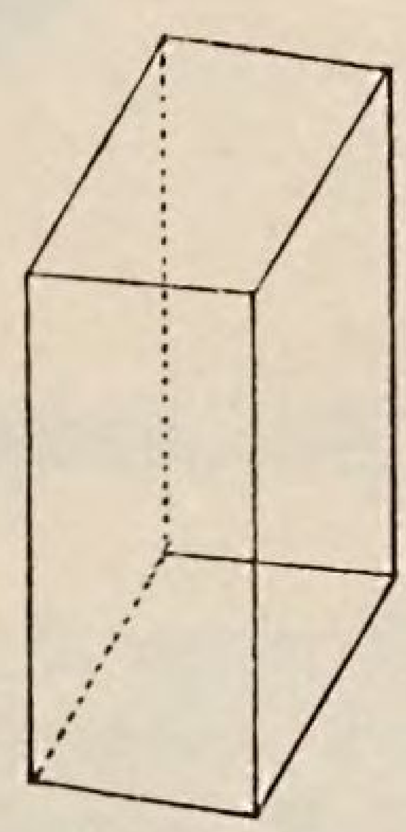


Fig. 147. Triklines Prisma.

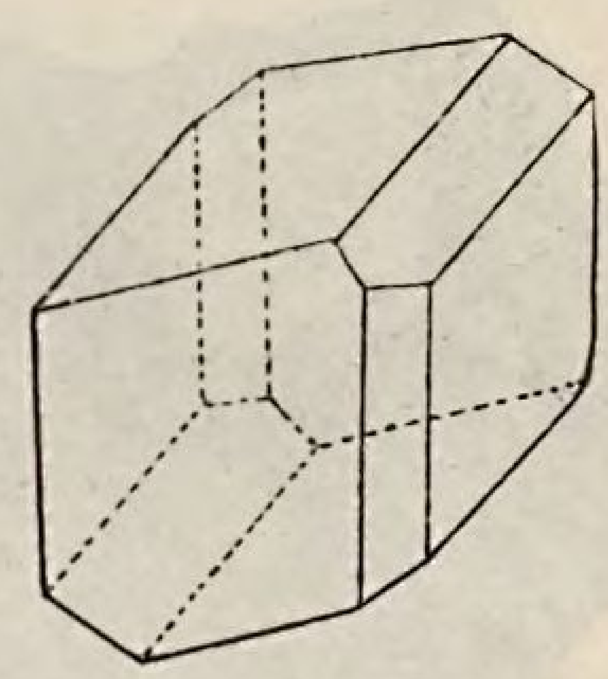


Fig. 148. Kombination von Pyramide, Prisma und Doma.

mit Makro- und Brachydiagonale. Hauptformen: Pyramiden, Prismen, Domen.

Zahl und Klassifikation der Mineralien.

Die Zahl der bis jetzt bekannten Mineralspezies beträgt etwas über 700. Von diesen ist in der folgenden Zusammenstellung nur etwa der vierte Teil beschrieben. Bei der Auswahl war mafsgebend: die Wichtigkeit für Kunst (Edelsteine) und Industrie (Architektur, Strafsenbau, Ackerbau, Metallurgie und andere chemische Gewerbe), sowie für die Entstehung, den Aufbau und die Veränderung der Erdrinde (einfache und gemengte

Gesteine als Bestandteile der Gebirge und des Schwemmlandes). Alle Mineralien, die nach keiner dieser Richtung hin von Bedeutung sind, sind übergangen.

Die Klassifikation der Mineralien geschieht auf Grund ihrer chemischen Zusammensetzung, und zwar ganz nach der in diesen „Grundzügen" eingehaltenen Ordnung vom Einfachen zum Zusammengesetzten: Elemente, binäre Verbindungen (Oxyde, Sulfide, Haloide), ternäre und quaternäre Verbindungen (Sulfate, Chromate, Nitrate, Phosphate, Arsenate, Borate, Aluminate, Chromite, Ferrite, Uranate, Titanate, Silikate) und Verbindungen organischen Ursprungs.

A. Elemente.

1. Diamant, regulär, H. 10, spez. Gew. 3,5. Reiner C. Der *kostbarste Edelstein*, ausgezeichnet durch hohen Glanz, sowie grofses Lichtbrechungs- und Farbenzerstreuungsvermögen, meist farblos, wasserhell, seltener gefärbt (gelb, grün, rot, blau, auch schwarz). Vork. meist im aufgeschwemmten Lande: Ostindien, Brasilien, Mexiko, Californien, Südafrika, Australien (Fig. 149).

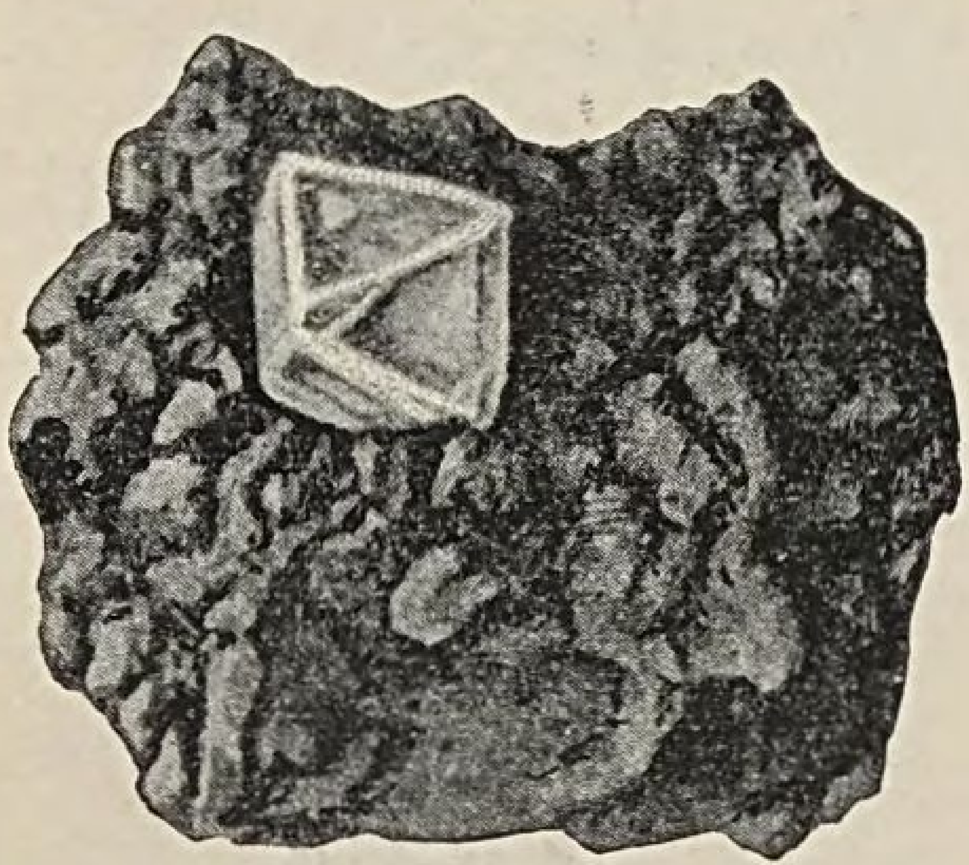


Fig. 149.
Cap-Diamant im Blue Ground.

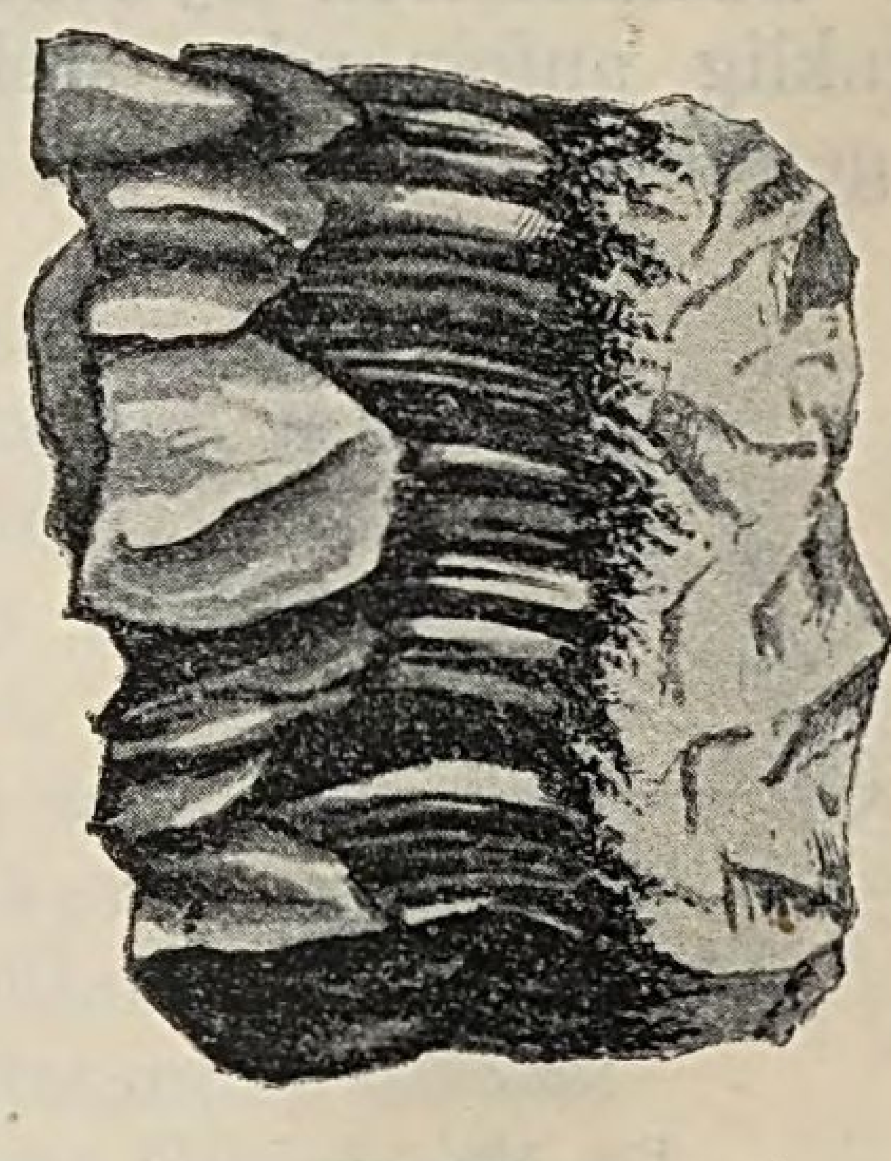


Fig. 150.
Graphit v. Ceylon, blättrig, schuppig, dann stängelig, weiter rechts Quarz imprägnierend.

2. Graphit, monoklin, H. 0,5 (abfärbend), spez. Gew. 2. Kohlenstoff mit etwas Fe und oft durch SiO_2, CaO und andere Stoffe verunreinigt. Metallisch glänzend, eisenschwarz (Fig. 150). Das Material für die Bleistiftfabrikation, zu Schmelztiegeln, als Zusatz zu Schmiermitteln (wegen seiner geringen Härte) und zum Schwärzen eiserner Geräte.
3. Schwefel, rhombisch, H. 1,5—2,5, spez. Gew. 2. α-Schwefel. Vork. in der Nähe von Vulkanen und als Absatz aus Schwefelquellen: Sicilien (Girgenti und Caltanissetta), Calabrien, Polen (Swoszowice), Aachen, Marienbad.
4. Arsen, rhomboedrisch, H. 3—3,5, spez. Gew. 5,8. As mit etwas Sb.

5. Antimon, rhomboedrisch, H. 3—3,5, spez. Gew. 2. Sb meist mit kleinen Beimengungen von Ag, Fe und As.
6. Wismut, rhomboedrisch, H. 2,5, spez. Gew. 9,6—9,8. Bi mit etwas As. Rötlich silberweifs, oft bunt angelaufen. Vork. im sächsischen Erzgebirge, Cornwall und Devonshire, Fahlun.
7. Eisen, regulär, H. 4,5, spez. Gew. 7,0—7,8. Tellurisches Fe, entweder ganz rein oder mit etwas C als Graphit, kosmisches Fe (Meteoreisen), nickelhaltig. Letztens zeigt auf blanker Schliffläche nach dem Ätzen mit Säuren die sog. „Widmanstätten'schen Figuren“ (Fig. 151). Berühmt ist das Vorkommen des gediegenen Eisens bei Ovifak auf der Insel Disko (Grönland), wo es sich in Massen von 90—500 Ztr.

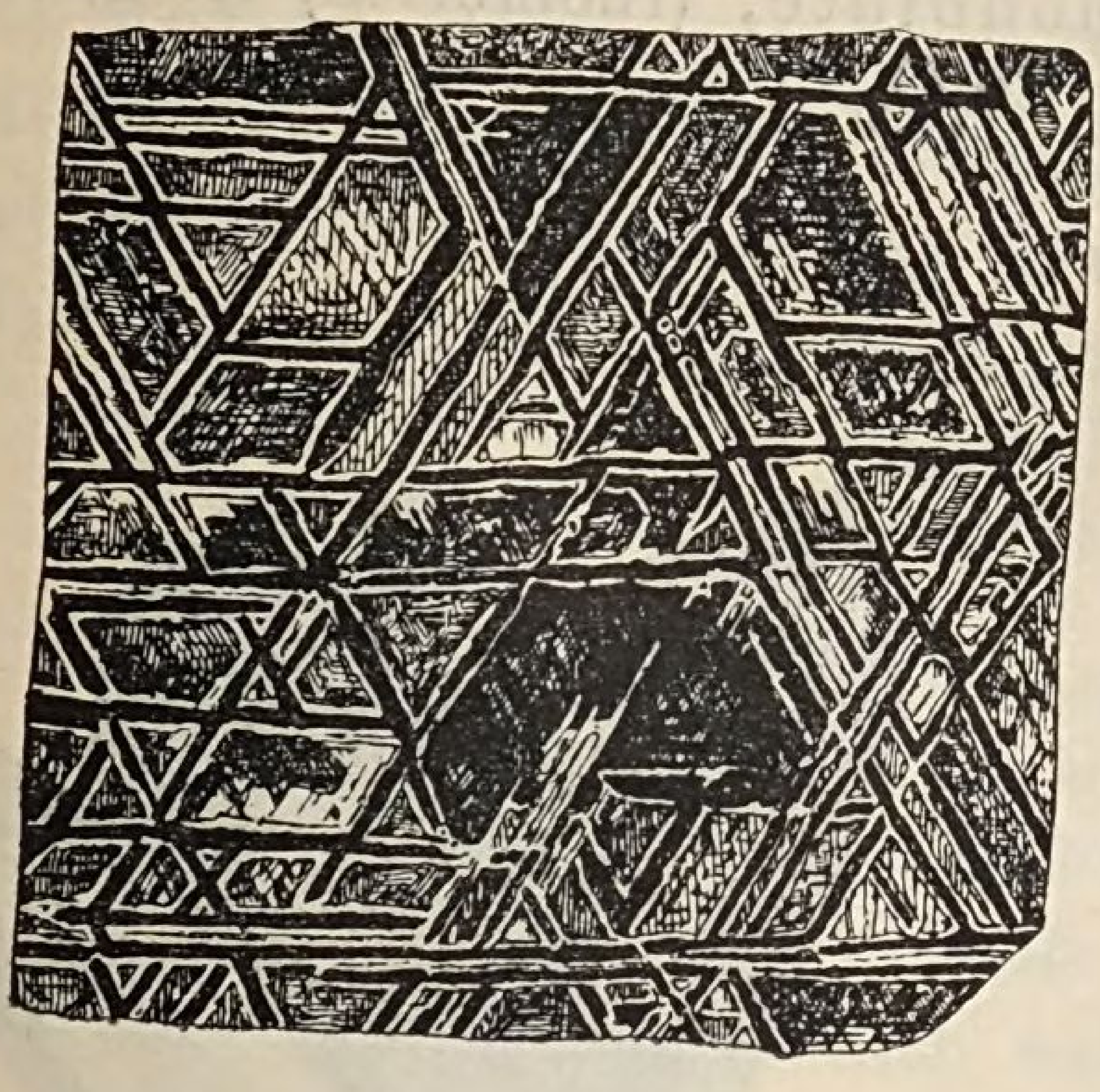


Fig. 151.
Widmanstätten'sche Figuren.

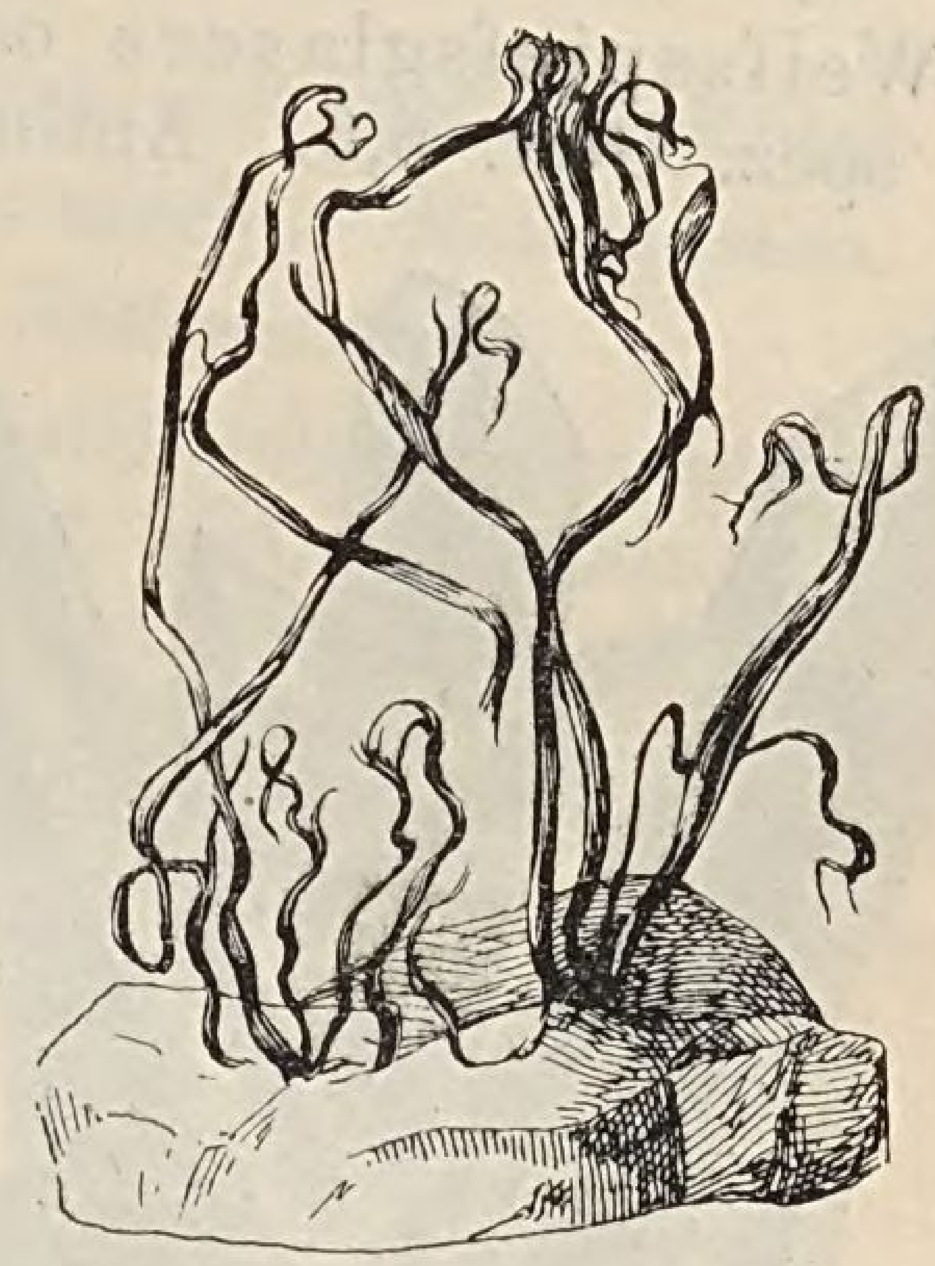


Fig. 152.
Silber, drahtförmig auf Quarz (Kongsberg).

findet; es ist noch zweifelhaft, ob es kosmischen oder tellurischen Ursprungs ist.
8. Kupfer, regulär, H. 2,5—3, spez. Gew. 8,5—8,9. Fast reines Cu. Kupferrot, oft bunt angelaufen. Vork. in geringen Mengen an verschiedenen Orten, in gröfseren Massen am Lake Superior in Nordamerika (zugleich mit Silber), wo es bergmännisch abgebaut wird.
9. Blei, regulär, H. 1,5, spez. Gew. 11,4. Reines Pb. Selten und in sehr geringen Mengen.
10. Quecksilber, flüssig, spez. Gew. 13,6. Vork. mit Zinnober: Idria in Krain, Almaden in Spanien.
11. Silber, regulär, H. 2,5, spez. Gew. 10—11. Ag mit etwas Au. Silberweifs, oft gelb bis schwarz angelaufen; haar-, draht- oder baumförmig (Fig. 152), auch in Blech- und Plattenform, seltener als Silbersand in losen Körnern. Vork. im sächsisch-böhmischen Erzgebirge, Norwegen, im Westen von Nordamerika, Mexiko, Chile, Peru.
12. Gold, regulär, H. 2,5—3, spez. Gew. 15,6—19,4. Au mit mehr oder weniger Ag. Vork in allen Erdteilen, besonders in Nordamerika, Australien, Südafrika, Siebenbürgen, Ungarn und am Ural.

13. Platin, regulär, H. 4,5—5, spez. Gew. 17—18. Pt, aber niemals rein, sondern in Verbindung mit Fe, Pd, Ir, Rh, Os und Cu. Vork. in Brasilien und am Ural.

B. Oxyde und Hydroxyde.

1. Von Metalloiden.

14. Arsenblüte oder Arsenit, regulär, H. 1,5, spez. Gew. 3,7. Arsentrioxyd (arsenige Säure), As_2O_3.
15. Senarmontit, regulär, H. 2—2,5, spez. Gew. 5,2—5,3. Antimontrioxyd (antimonige Säure) Sb_2O_3.
16. Weifsspiefsglaserz oder Antimonblüte, (rhombisch) H. 2,5—3, spez. Gew. 5,6. Antimontrioxyd, Sb_2O_3.

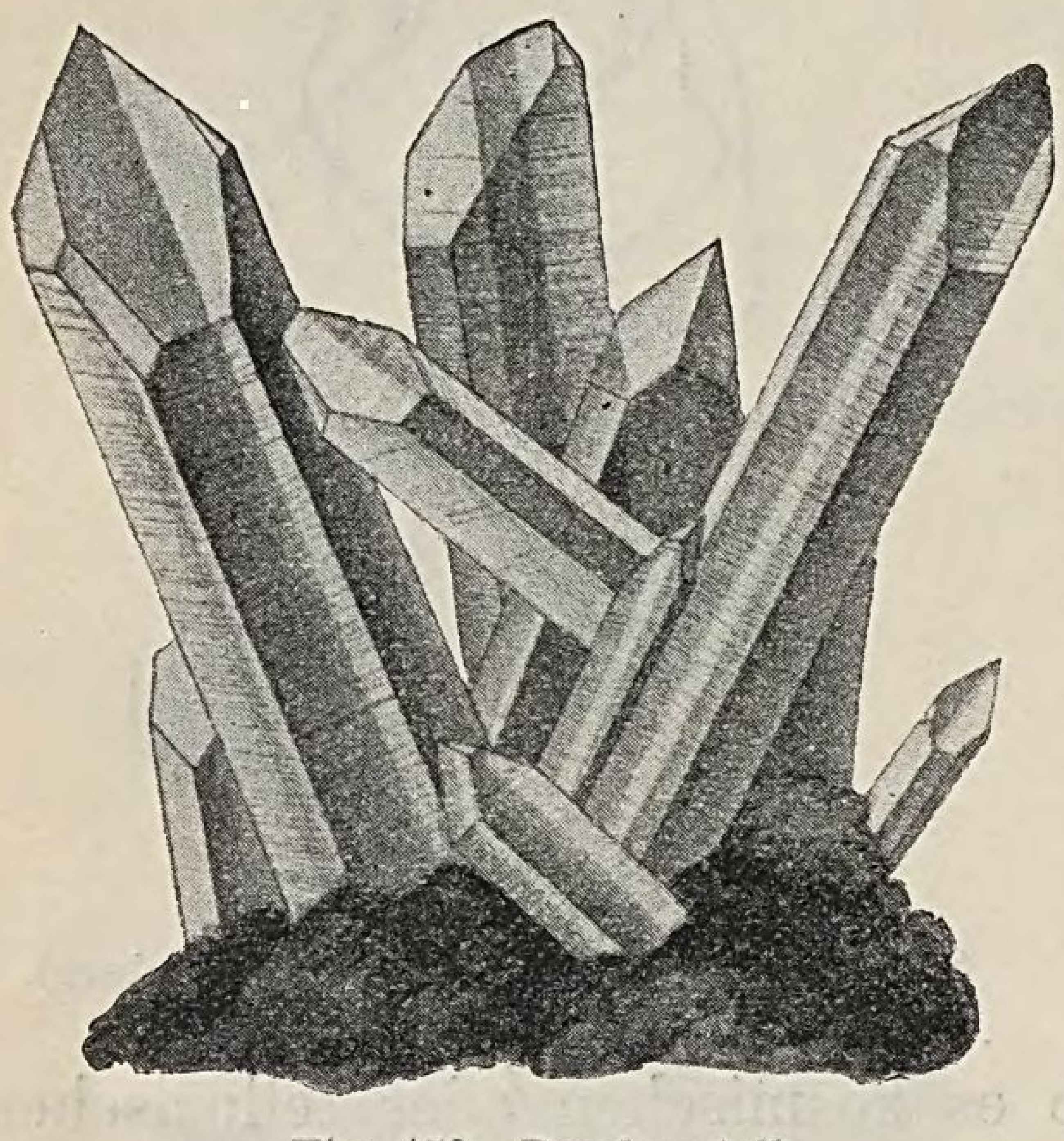


Fig. 153. Bergkrystall.

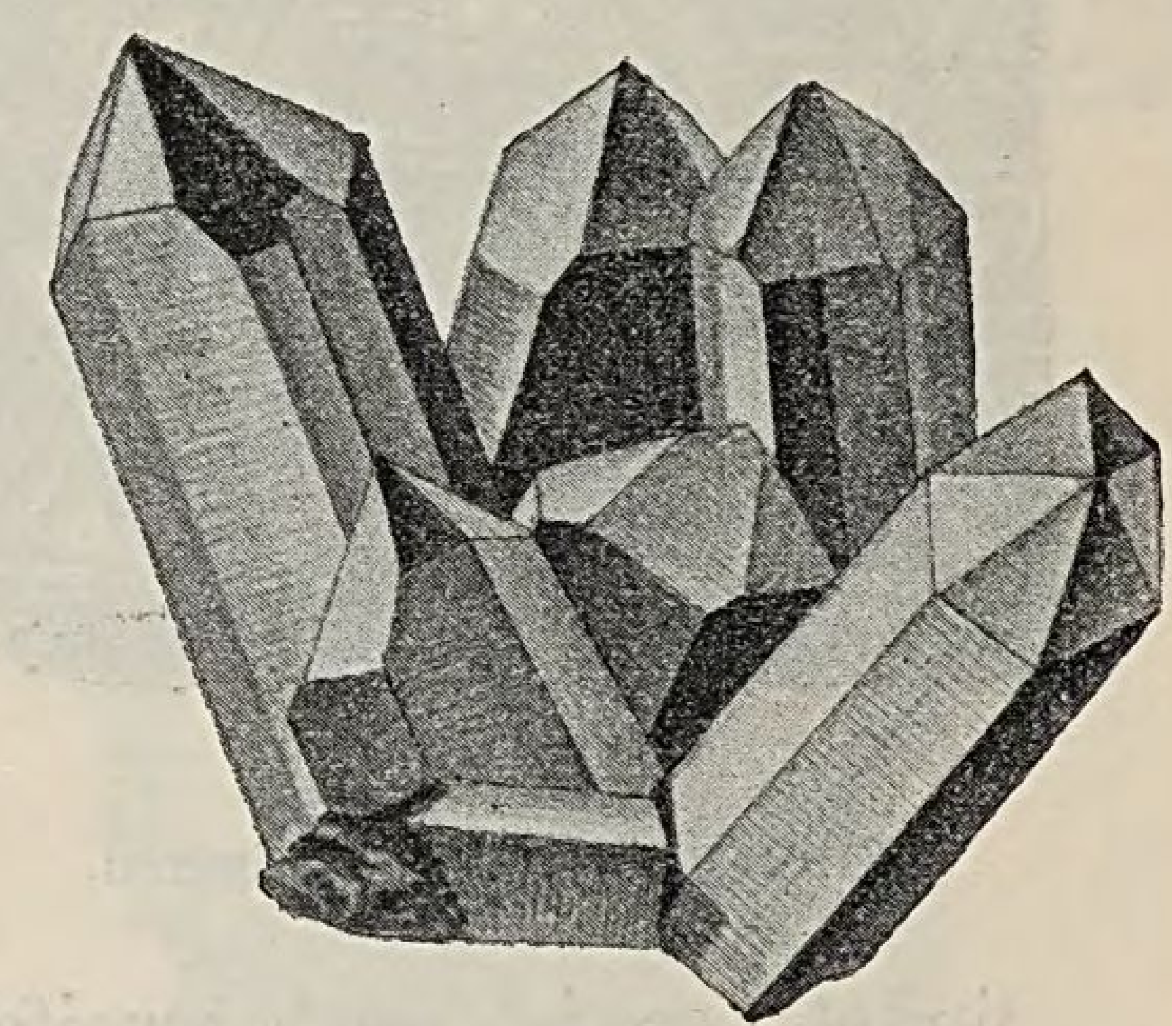


Fig. 154. Quarzdruse.

17. Antimonocker, rhombisch, spez. Gew. 3,7—3,8. Antimontrioxyd mit Antimonpentoxyd (Antimonsäure).
18. Stiblith, H. 5,5, spez. Gew. 5,3. Antimonsaures Antimonoxyd, Sb_2O_3, $Sb_2O_5 + H_2O$.
19. Sassolin, tetragonal, H. 1, spez. Gew. 1,4—1,5. Borsäurehydrat, H_3BO_3.
20. Quarz, hexagonal, H. 7, spez. Gew. 1,5—1,8. Wasserfreie Kieselsäure, SiO_2. — Eine grofse aus zahlreichen Varietäten und Untervarietäten bestehende Spezies, unter denen sich viele *Halbedelsteine* befinden.

a. Phanerokrystallinische Varietäten.

a) Bergkrystall, farblos, wasserhell; hexagonale Säulen mit sechsflächiger, seltener dreiflächiger Zuspitzung. Vorkommen in Hohlräumen krystallinischer Schiefergesteine (s. u. S. 183), z. B. in den Centralalpen, den sogenannten „Krystallkellern“, welche oft ganz

und gar mit Krystallen, die mitunter eine sehr beträchtliche Gröfse zeigen, ausgekleidet sind (Fig. 153). Im zertrümmerten Zustande, durch Rollen gerundet und mit undurchsichtiger Oberfläche findet er sich als Rheinkiesel im Oberlauf des Rheins. — *Halbedelstein.* Verwendung, je nach seiner Gröfse zu Schmuckgegenständen, Ringsteinen, Knöpfen, Imitation von Diamanten; ferner wegen seines Lichtbrechungsvermögens zu Brillen, Linsen in optischen Instrumenten, und wegen seiner Härte (geringer Abnutzbarkeit) zu Normalgewichten.

b) Rauchquarz oder Rauchtopas, halbdurchsichtig, im Inneren rauchgrau, gelblichbraun bis nelkenbraun. Vorkommen wie a. *Halbedelstein.*

c) Morion, durch die ganze Masse schwarz und undurchsichtig.

d) Citrin, durchsichtig, hellgelb bis citronengelb. *Halbedelstein.*

e) Amethyst, durchsichtig, blauviolett. *Halbedelstein.*

f) Gemeiner Quarz, undurchsichtig, weifs oder verschieden gefärbt; entweder in Krystalldrusen[1] (Fig. 154) oder (als einfaches Gestein [e. G]: Quarzfels) in körnigen, stängeligen oder dichten, mehr oder weniger grofsen Massen als Einlagerungen in Gebirgsstöcken, oder endlich mit anderen Mineralien gemengt verschiedene, sog. gemengte Gesteine [g. G.] (Granit, Quarzporphyr, Gneifs, Granulit, Glimmerschiefer etc.) bildend.

α) Milchquarz, milchweifs.

β) Rosenquarz, rötlich weifs bis rosarot.

γ) Prasem, lauchgrün durch eingewachsene zarte, grüne Hornblendebüschel.

δ) Saphirquarz, indigblau bis berlinerblau.

g) Avanturin, undurchsichtig, gelb, rot oder braun, im Inneren mit feinen Glimmerschüppchen, die ihm durch Lichtbrechung auf Schliffflächen einen goldig schimmernden Glanz verleihen. *Halbedelstein.*

Nachgeahmt wird der Avanturin durch Schmelzen eines Glasflusses aus Kieselsäure, Kalk, Magnesia, Bleiglätte, Soda und Kupferhammerschlag unter späterem Zusatz von etwas Eisenhammerschlag und Kohle. Wird diese Schmelze der höchst langsamen Abkühlung überlassen, so erstarrt sie zu einem leberbraunen Glase, in dessen Inneren sich krystallinische, goldig schimmernde Schüppchen von kieselsaurem Kupferoxydul abgeschieden haben.

h) Katzenauge, undurchsichtig, grünlich weifs bis grünlich grau, mit feinen Asbestfasern durchzogen, auf Schliffflächen graugrün schillernd. *Halbedelstein.*

1) Drusen sind mehr oder weniger dicke, nach innen frei auskrystallisierte Auskleidungen von gröfseren oder kleineren Hohlräumen in Gebirgsstöcken.

i) Tigerauge, undurchsichtig, parallelfaserig durch eingewachsene Fasern von verkieseltem Krokydolith (s. Nr. 124), seideglänzend braun, auf Schliffflächen braun und goldgelb schillernd. *Halbedelstein.*

k) Eisenkiesel, undurchsichtig. Durch Eisenoxyd oder Ferrihydrat rot oder rotbraun bis braun.

b. Kryptokrystallinische Varietäten.

l) Jaspis, undurchsichtig, durch Ferrihydrat gelb oder braun, durch Eisenoxyd rot gefärbt; auf Schiffflächen einfarbig rot (Blutjaspis), gelb oder braun (egyptischer Jaspis) oder grau mit bandartiger Zeichnung (Bandjaspis). *Halbedelstein.*

m) Kieselschiefer, undurchsichtig, rötlich, gelblich, grau, oft schwarz durch Kohlenstoff, (Lydit, Probierstein).

n) Hornstein, kantendurchscheinend, in trüben Farben: grau, braun, gelblich, rötlich, vielfach Pseudomorphosen[1] bildend oder als Versteinerungsmaterial (Holzstein).

o) Chalcedon, durchscheinend, milchweifs oder schwach graulich, bläulich oder gelblich, entweder einfarbig oder bandartig gestreift. Untervarietäten:

α) Onyx, schwarz und weifs geschichtet; Material für die Gemmen- (Kameen-) Fabrikation. (Fig. 155). *Halbedelstein.*



Fig. 155. Onyx (Kamee).

β) Sardonyx, rot und weifs gebändert; desgl. *Halbedelstein.*

γ) Karneol, fleischrot, blutrot. *Halbedelstein.*

δ) Heliotrop, dunkelgrün mit blutroten Eisenockerflecken. *Halbedelstein.*

ε) Plasma, trübgrün. *Halbedelstein.*

ς) Chrysopras, apfelgrün durch Nickel. *Halbedelstein.*

η) Feuerstein, kantendurchscheinend, grau, braun, schwarz mit scharfkantigem Bruche. Einfache Gesteine bildend.

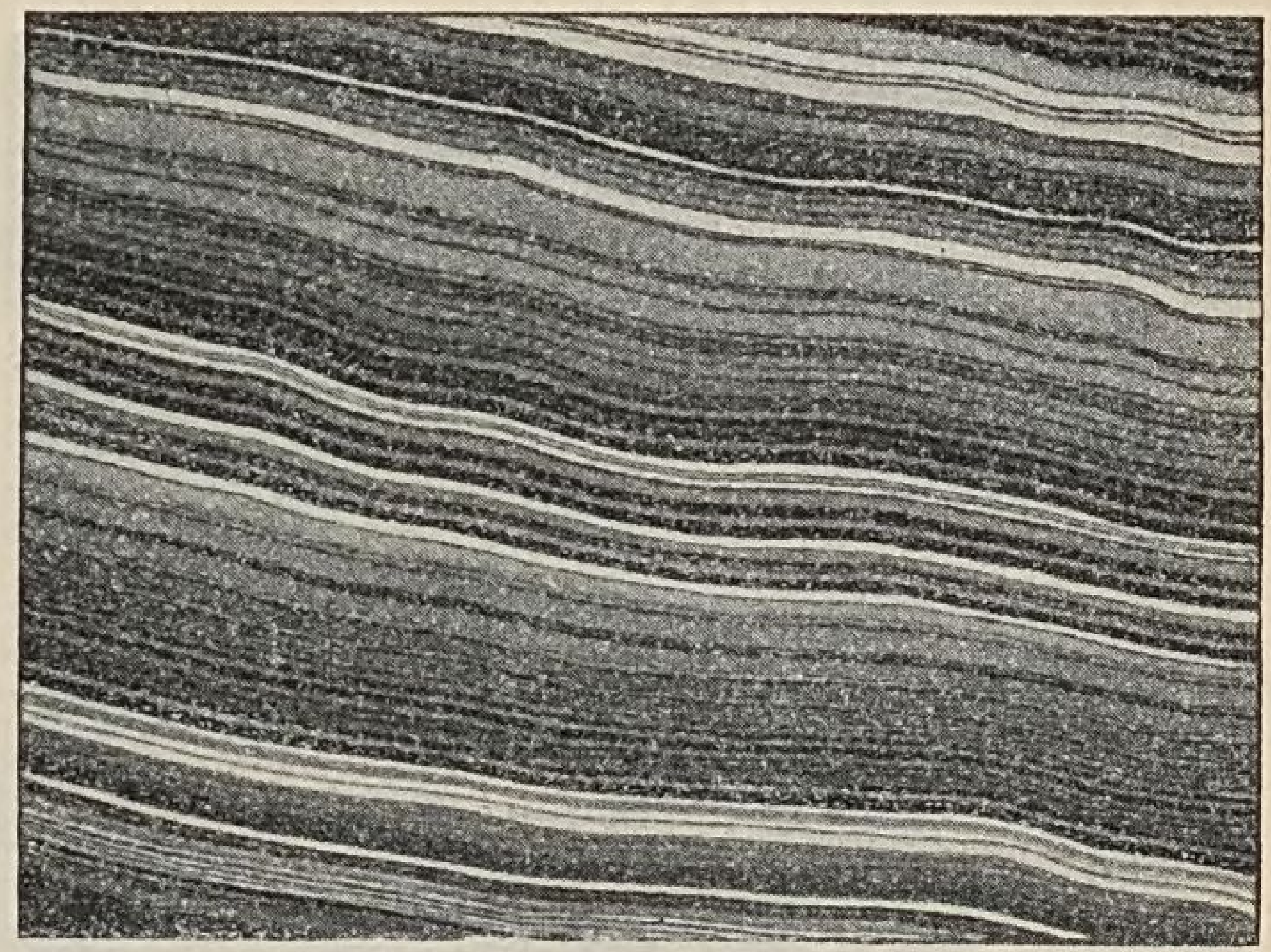
p) Achat, ein meist streifenweis geschichtetes oder fleckenartig verbundenes Gemenge von Amethyst, gemeinem Quarz, Jaspis, Chalcedon, Karneol und anderen Quarzvarietäten, die Schichten verschieden nach Farbe (farblos, weifs, rötlich, rotgelb, violett, bläulich, braun), Durchsichtigkeit (durchsichtig, durchscheinend, undurchsichtig) und Dicke (von 1 μ bis mehrere mm). — Meist gröfsere oder kleinere Hohlräume in Silikatsteinen ausfüllend

1) Pseudomorphosen oder Afterkrystalle sind Nachbildungen von Krystallen oder Krystallgruppen durch die Substanz eines anderen fremden Minerals, welches sich infolge eines chemischen Austausches an die Stelle des erstgenannten gesetzt und genau die Form desselben angenommen hat, nachdem dessen Substanz durch den Austausch vollständig verschwunden ist.

(Achatmandeln). *Halbedelstein.* — Untervarietäten: Bandachat (Fig. 156), Festungsachat (Fig. 157), Augenachat, Wolkenachat, Trümmerachat (Fig. 158, S. 162).

q) Mokkastein oder Moosachat, durchsichtig, licht gefärbt, mit eingesprengten Dendriten von Manganoxyd (Fig. 159, S. 162).

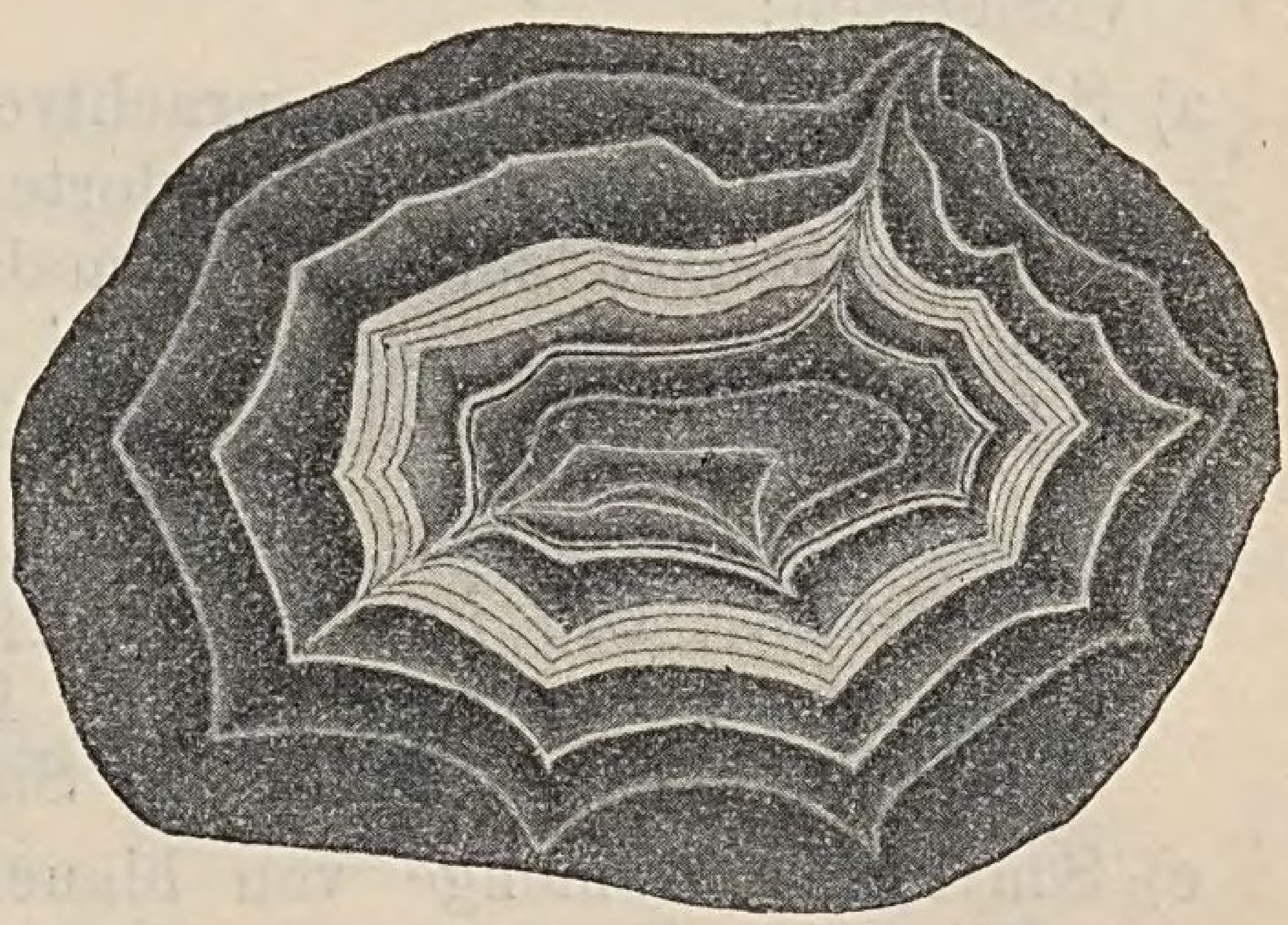
21. Opal, amorph, H. 5,5—6,5, spez. Gew. 1,9 bis 2,3. Wasserhaltige Kieselsäure mit wechselnden Mengen (3 bis 13%) H_2O. — Varietäten:


Fig. 156. Bandachat.

a) Edler Opal, durchscheinend bis durchsichtig, weifslich opalisierend, im Inneren mit lebhaftem, prächtigem Farbenspiele irisierend, dessen Schönheit seinen Wert bedingt. *Kostbarer Edelstein.*

b) Feueropal, durchscheinend, hyazintrot, ins Honiggelbe spielend, mit rötlichem und grünlichem Farbenschimmer. *Edelstein.*

c) Gemeiner Opal, weifslich, wachsgelb, grau, ohne Farbenspiel. — Untervarietäten: Milchopal, weifslich, Wachsopal, gelblich, Prasopal apfelgrün, Jaspopal undurchsichtig, braun.


Fig. 157. Festungsachat.

d) Halbopal, Holzopal, kantendurchscheinend, unreine Farben zeigend; das Material des versteinerten Holzes.

e) Kieselsinter, erdige bis kompakte Opalmasse, die als Absatz aus heifsen Quellen entsteht und infolgedessen entweder flache Überzüge bildet oder säuligen (stalaktitischen) Aufbau zeigt. Zu gröfsern Massen angehäuft [e. G.] um die zahlreichen heifsen Quellen von Island, auf der Nordinsel von Neuseeland und im Yellowstone-Nationalpark von Nordamerika.

f) Tripel, Kieselguhr, Diatomeenerde (sog. Infusorienerde) aus mikroskopischen Kieselskeletten von Diatomeen (Spaltalgen) bestehend: feinerdige, weifslich graue Masse, welche stark Flüssigkeit aufsaugt und damit aufquillt. Benutzung des

Tripels als Putz- und Schleifmaterial, des Kieselguhrs wegen seiner grofsen inneren Porosität zum Aufsaugen von Flüssigkeiten (z. B. von Nitroglycerin; s. Dynamit) oder wegen seiner Leichtlöslichkeit in schmelzenden Alkalien zur Herstellung von Wasserglas.

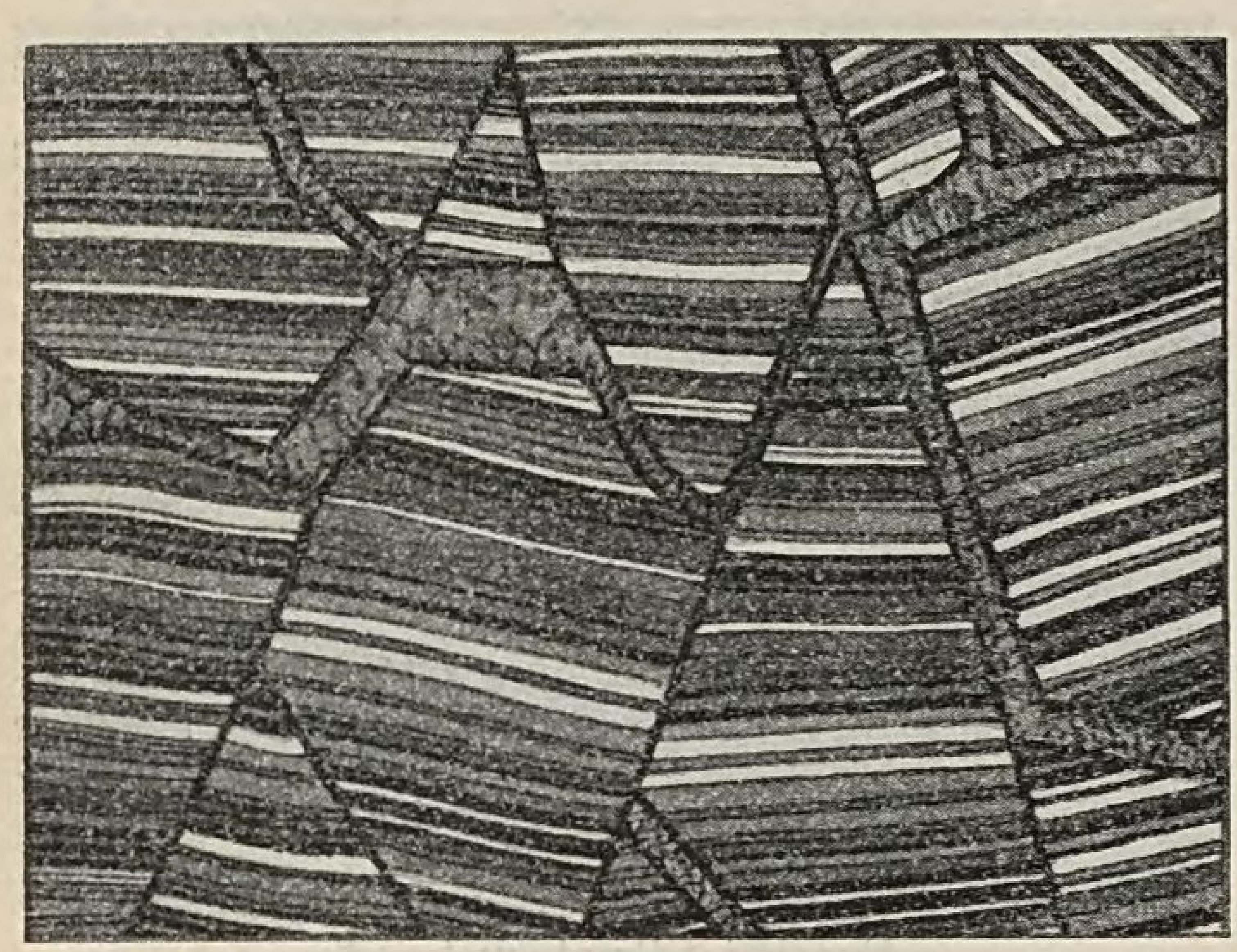


Fig. 158. Trümmerachat.



Fig. 159. Moosachat.

2. Von Metallen.

22. Korund, rhomboedrisch, H. 9, spez. Gew. 3,9—4. Thonerde, Al_2O_3, mit Beimengung von sehr wenig Eisenoxyd und anderen Pigmenten. — Varietäten:

a) Saphir, durchsichtig, prachtvoll blau von hohem Glanze. *Sehr wertvoller Edelstein.* Fundorte: Ceylon, Siam, Birma, im nordwestlichen Gebiete des Himalaja, auch in China und im Ural, im Basalt eingewachsen bei Unkel am Rhein, in basaltischer Lava bei Niedermendig am Laacher See.

b) Rubin, durchsichtig, blafsrosa bis tief karminrot. *Sehr wertvoller Edelstein.* Die am meisten geschätzte taubenblutfarbige Varietät kommt von Mandale und Birma, eine hellere von Ceylon und sehr dunkelrote Steine von Siam.

c) Smirgel, Gemenge von blauem Korund mit Magneteisenerz. — Wichtige Fundstätten: Naxos und Kleinasien. Benutzung als Schleifmittel für Metall und Glas.

23. Zirkon oder Hyacinth, tetragonal, H. 7,5, spez. Gew. 4,4—4,7. Isomorphe Mischung von Zinkonerde und Kieselerde, $ZrO_2 + SiO_2$. Meist gefärbt, durchsichtig, die schön farbigen Varietäten (dunkelweingelb, rot und braun) dienen als *Edelstein.*

24. Eisenglanz oder Glanzeisenerz rhomboedrisch, H. 5,5—6,5, spez. Gew. 5,2. Wasserfreies Eisenoxyd, Fe_2O_3. In rhomboedrischen oder tafelförmigen Krystallen oder körnigen, schaligen und schuppigen Aggregaten; eisenschwarz bis dunkelstahlgrau mit blutrotem Striche.

25. Roteisenerz, mikro- und kryptokrystallinisch, H. 3—5. Wasserfreies Eisenoxyd, Fe_2O_3. — Varietäten:

a) Faseriges R., roter Glaskopf oder Blutstein (Hämatit), blutrot, in nierenförmigen oder traubigen Aggregaten von faseriger Textur und gewöhnlich krummschaliger Oberfläche, spez. Gew. 4,5—4,9 (Fig. 160).

b) Dichtes R., bräunlich bis dunkelstahlgrau. Gesteinsbildend [e. G.]

c) Ockeriges R., erdig, zerreiblich, blutrot bis braunrot.

d) Roter Thoneisenstein, Gemenge von R. mit Thon. Gesteinsbildend [e. G.].

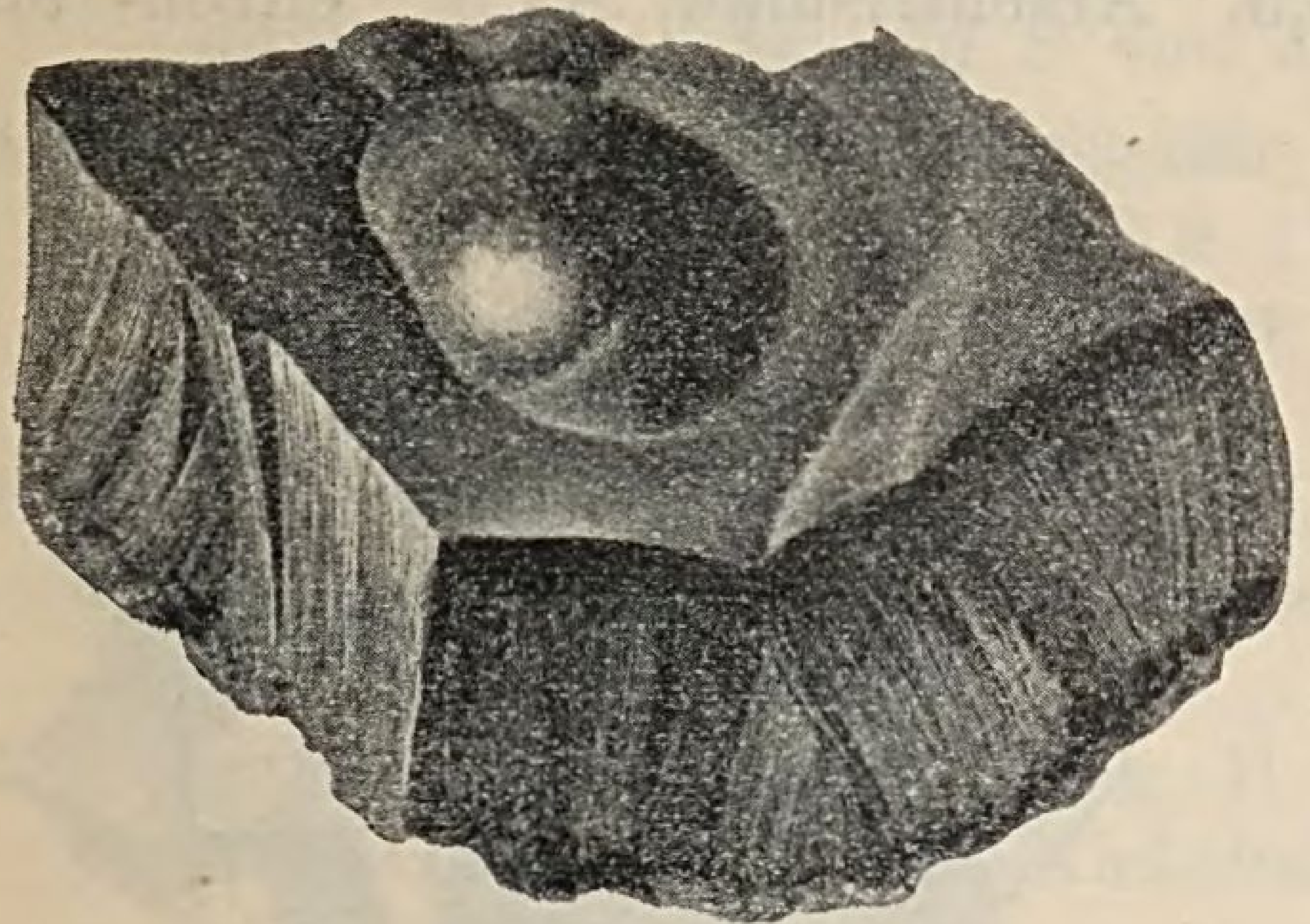


Fig. 160. Faseriges Roteisenerz (Zwickau).

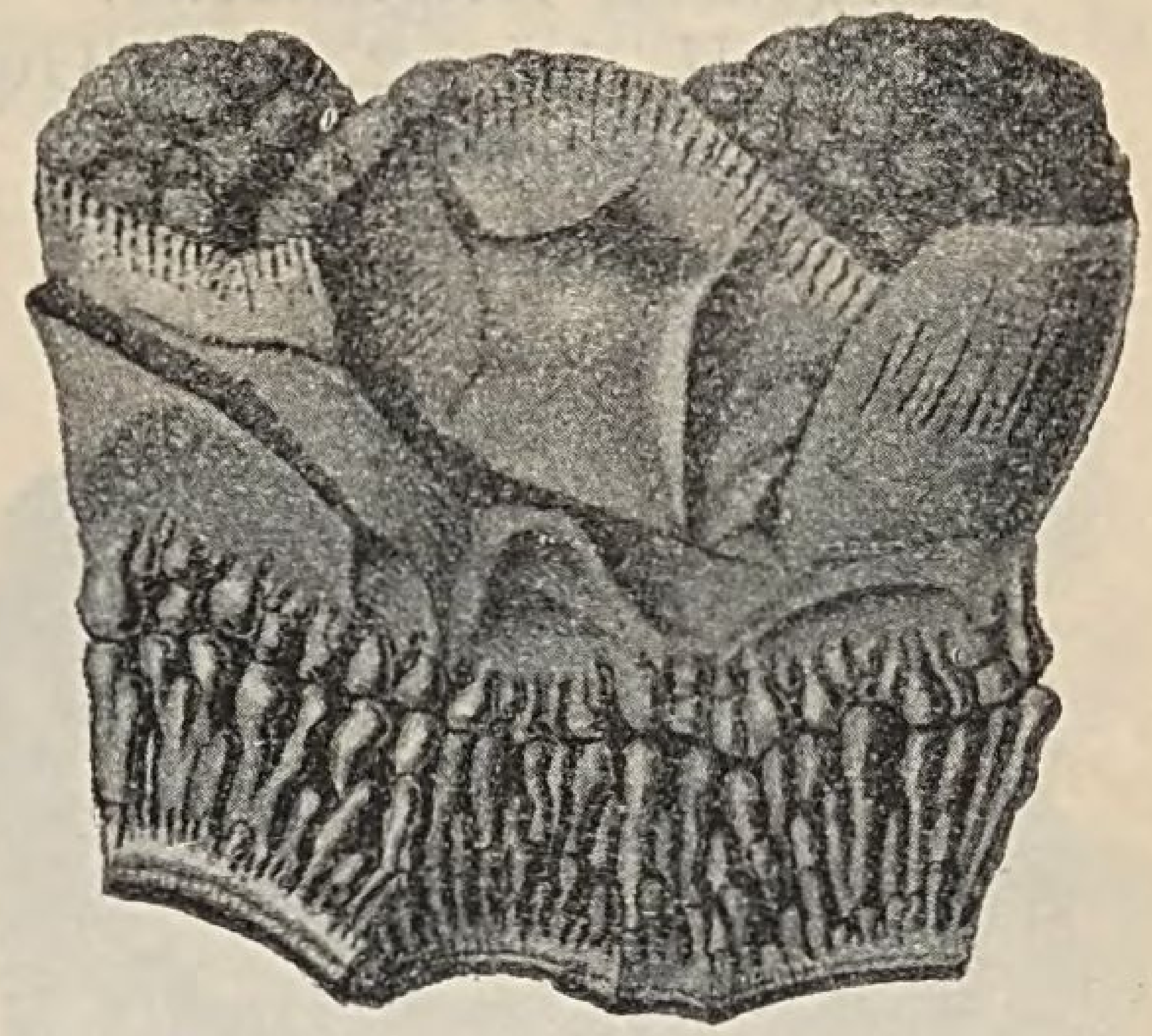


Fig. 161. Brauneisenerz (Langenstriegis, Sachsen).

26. Brauneisenerz, mikro- und kryptokrystallinisch; H. 5—5,5, spez. Gew. 3,5—4. Wasserhaltiges Eisenoxyd, $(Fe_2O_3)_2 . 3H_2O = Fe_4H_6O_9$. Varietäten:

a) Faseriges B. oder brauner Glaskopf in traubigen, nierenförmigen und stalaktitischen Gestalten (Fig. 161).

b) Dichtes B., meist eingesprengt und Pseudomorphosen bildend. Gesteinsbildend [e. G.].

c) Ockeriges B., locker, erdig, gelblichbraun bis ockergelb.

d) Brauner Thoneisenstein, Gemenge von B. mit Thon. Gesteinsbildend [e. G.].

e) Raseneisenerz, ein durch Sand und Thon verunreinigtes B., mit etwas Manganoxyd und 0 bis 6 % Phosphorsäure und organischen Beimengungen. In porösen, schwammig durchlöcherten Massen unter Wiesen und Moorgrund, deren Bildung noch gegenwärtig fortgeht.

27. Pyrolusit, rhombisch, H. 2—2,5, spez. Gew. 4,7—5. Mangansuperoxyd, MnO_2 (im Braunstein mit anderen Manganoxyden vermengt) (Fig. 162, S. 164).

28. Rotkupfererz regulär, H. 3,5—4, spez. Gew. 5,7—6. Kupferoxydul, Cu_2O, kochenillerot von metallartigem Glanze.

29. Bleiglätte oder Massikot, kryptokrystallinisch, spew. Gew. 7,83—7,98, fleischfarbig, Bleioxyd, PbO.
30. Mennige, kryptokrystallinisch, H. 2—3, spez. Gew. 4,6, lebhaft ziegelrot, Bleioxyduloxyd, Pb_3O_4.
31. Zinnstein, tetragonal, H. 6—7, spez. Gew. 6,8—7. Zinnoxyd, SnO_2. Selten farblos, meist gelblich-, rötlich- bis schwarzbraun und schwarz. Das wichtigste Zinnerz zur Gewinnung des Metalles.

C. Sulfide und Arsenide.

32. Realgar, monoklin, H. 1,5—2, spez. Gew. 3,5. Arsendisulfid, As_2S_2; morgenrot, fettglänzend. — Auripigment oder Operment, rhombisch, H. 1,5—2, spez. Gew. 3,5. Arsentrisulfid, As_2S_3; citron- bis pomeranzengelb.

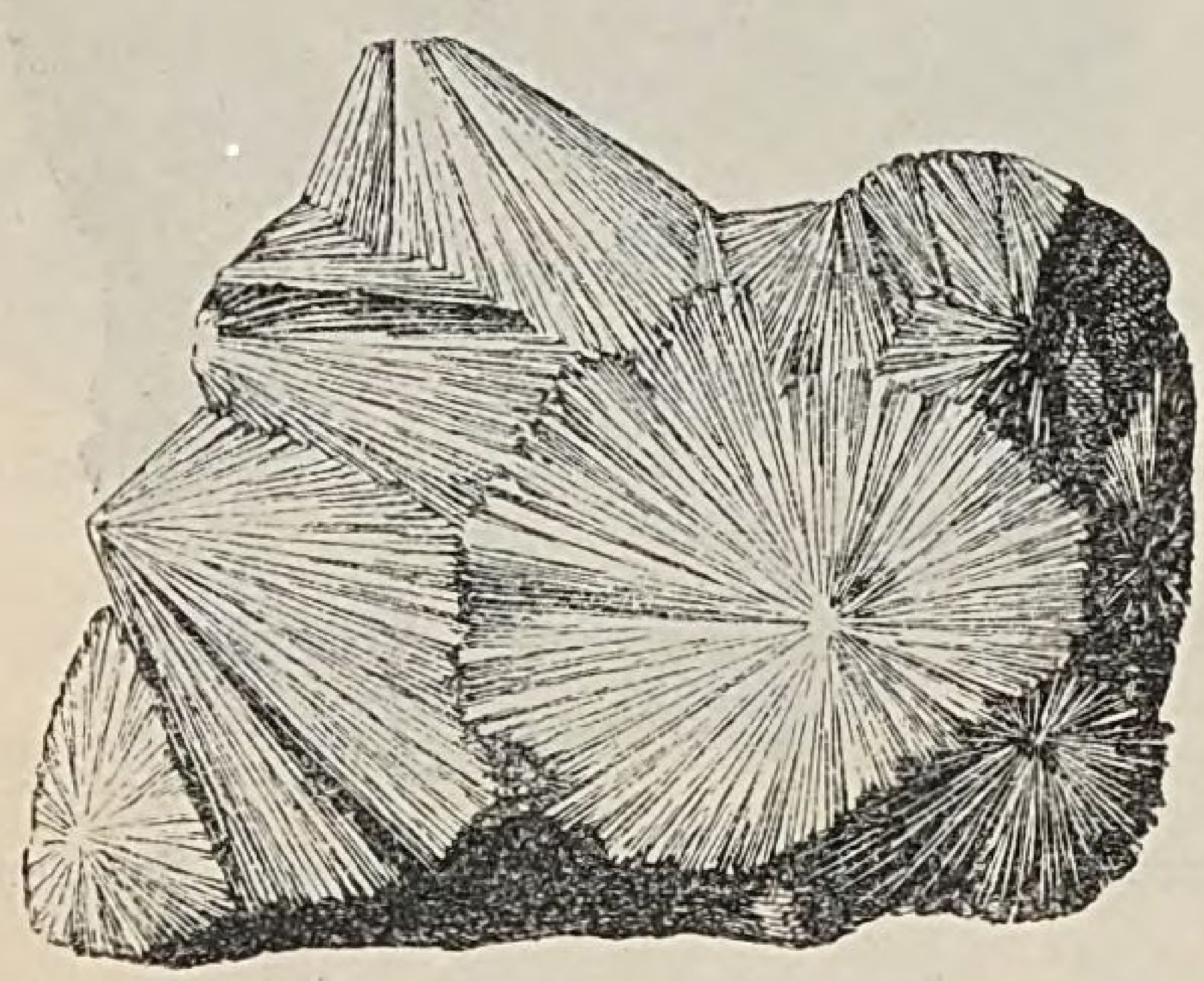


Fig. 162. Pyrolusit (Ilfeld).

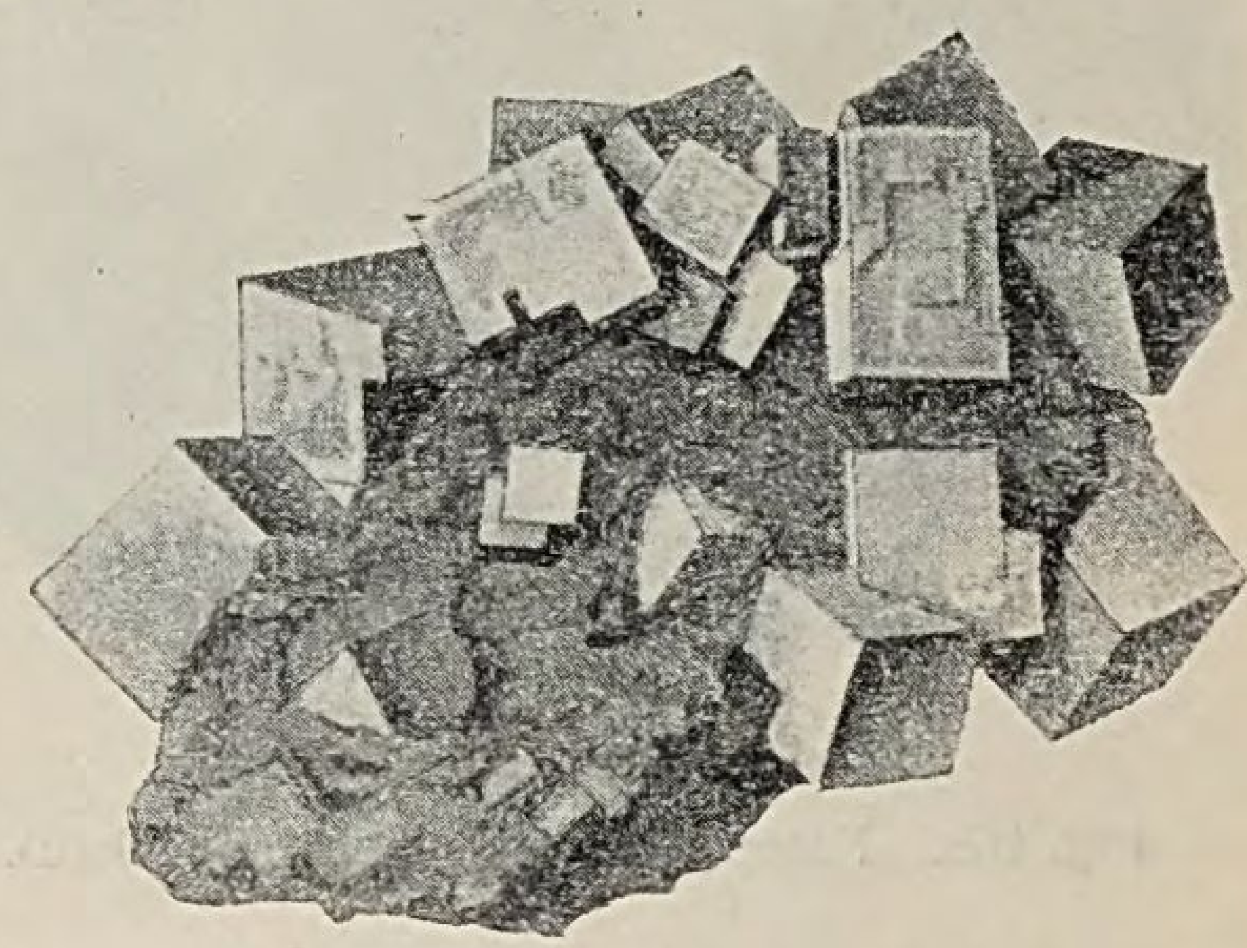


Fig. 163. Eisenkies.

33. Grauspiefsglaserz oder Antimonglanz, rhombisch, H. 2, spez. Gew. 4,6. Antimontrisulfid, Sb_2S_3.
34. Eisenkies, Pyrit oder Schwefelkies, regulär, H. 6—6,5, spez. Gew. 4,9—5,2. Eisendisulfid, FeS_2; in gröfseren Krystallen, hellgelb bis goldgelb, glänzend oder in klein krystallinischen, dichten Massen, grau, gelblichschimmernd. Verwittert an der Luft durch Oxydation unter Bildung von Ferrosulfat und Schwefelsäure. Benutzung in grofsen Mengen zur Darstellung von Eisenvitriol und Schwefelsäure (Fig. 163).
35. Markasit, rhombisch, H. 6—6,5, spez. Gew. 4,6—4,8. Eisendisulfid, FeS_2. Verwittert noch leichter als Eisenkies. — Varietäten: Strahlkies, Kammkies, Wasserkies, Leberkies.
36. Arsenkies oder Mispikel, rhombisch, H. 5,5—5,6, spez. Gew. 6—6,2. Verbindungen von der Formel $FeS_2 . FeAs_2 = FeSAs$.
37. Bleiglanz oder Galenit, regulär, H. 2,5, spez. Gew. 7,3—7,6. Bleisulfid, PbS, häufig mit geringem Silbergehalte; rötlich bleigrau, stark metallisch glänzend. Das wichtigste Bleierz zur Darstellung des Metalles, wobei das Silber als Nebenprodukt gewonnen wird (Fig. 164).

38. Zinnober, rhomboedrisch, H. 2—2,5, spez. Gew. 8—8,2. Quecksilbersulfid, HgS; kochenillerot in bleigrau und scharlachrot verlaufend. Das wichtigste Quecksilbererz zur Darstellung des Metalles. Idria (Krain), Almaden (Spanien), Neu-Almaden (Californien) Mexiko.
39. Zinkblende, regulär, H. 3,5—4, spez. Gew. 4, Zinksulfid, ZnS. Meist braun und schwarz, metallisch glänzend, seltener gelb, rot oder grün.
40. Kobaltglanz, regulär, H. 5,5. Verbindung von Co, As u. S von der Formel $CoS_2 . CoAs_2 = CoSAs$.
41. Speiskobalt, regulär, H. 5,5, spez. Gew. 6,37—7,3. Zum grofsen Teile $CoAs_2$, daneben Fe, Ni und S.
42. Arsennickelglanz, regulär, H. 5,5, spez. Gew. 5,95—6,7. Verbindung von Ni, As und S von der Formel: $NiAs_2 . NiS_2 = NiAsS$.
43. Antimonnickelglanz, regulär, H. 5 bis 5,5, spez. Gew. 6,2—6,5. Verbindung von Sb, Ni u. S von der Formel: $NiSb_2 . NiS_2 = NiSbS$.
44. Weifsnickelkies, rhombisch, H. 5,5, spez. Gew. 7,1—7,2. Nickelarsenid, $NiAs_2$.
45. Nickelkies, rhomboedrisch, H. 3,5, spez. Gew. 5,26—5,30. Nickelmonosulfid, NiS.
46. Rotnickelkies oder Kupfernickel, hexagonal, H. 5,5. Nickelarsenid, $NiAs$.

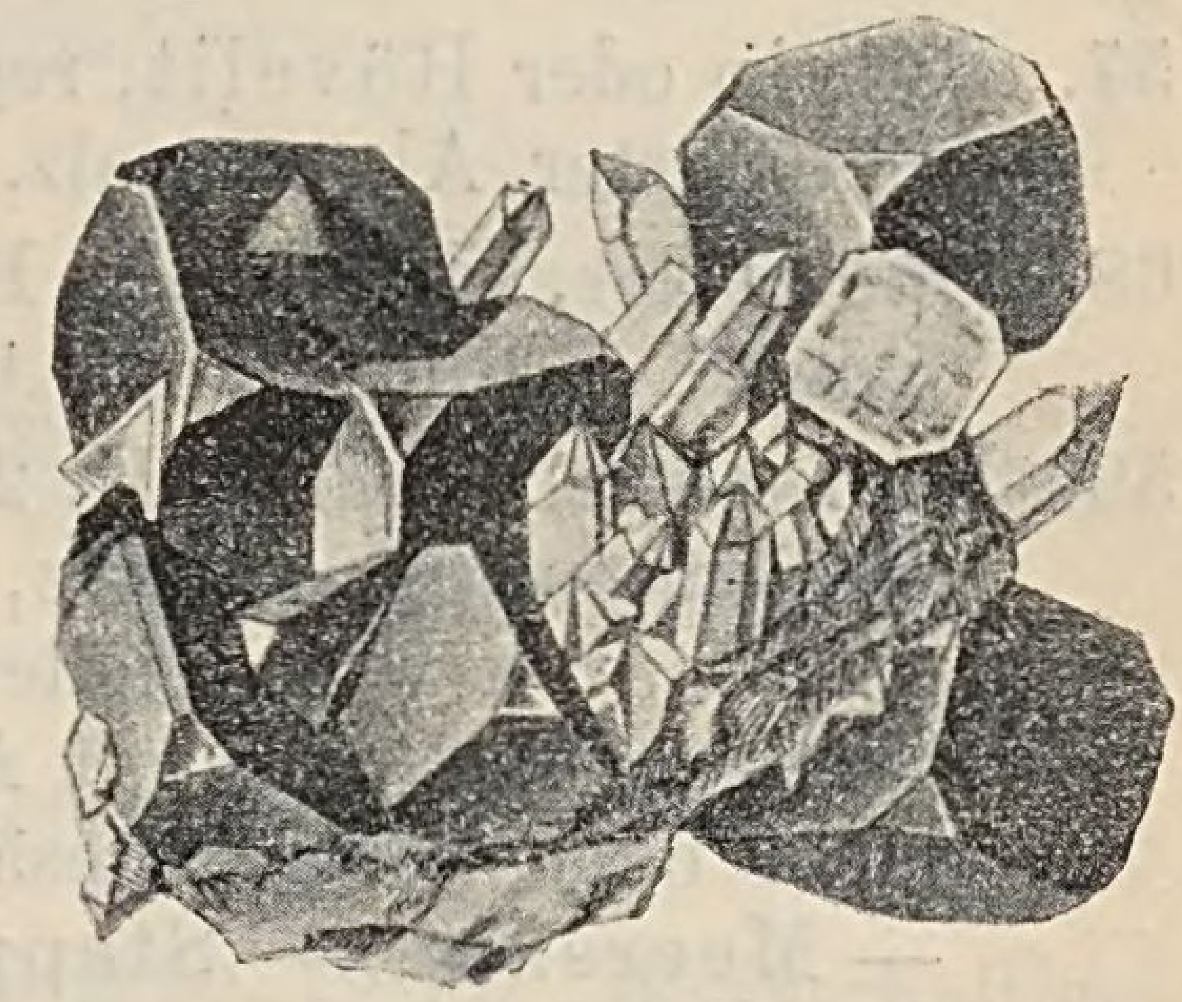


Fig. 164. Bleiglanz mit Quarz (Freiberg).

47. Eisennickelkies, regulär, H. 3,5—4, spez. Gew. 4,6. Eisennickelmonosulfid, $2 FeS + NiS$.
48. Kupferglanz, rhombisch, H. 2,5—3, spez. Gew. 5,5—5,8. Kupfersulfür, Cu_2S; schwärzlich bleigrau, farbig angelaufen.
49. Kupferkies, tetragonal, H. 3,5—4, spez. Gew. 4,2. Kupfereisensulfid, $Cu_2S + Fe_2S_3 = CuFeS_2$; messinggelb bis goldgelb, meist buntfarbig angelaufen.
50. Buntkupfererz, regulär, H. 3, spez. Gew. 5. Kupfereisensulfid, $3 Cu_2S + Fe_2S_3 = Cu_3FeS_2$; kupferrot bis braun, buntfarbig (meist blau und rot) angelaufen.
51. Silberglanz, regulär, H. 2—2,5 spez. Gew. 7—7,4. Silbersulfür, Ag_2S, eins der reichsten Silbererze; schwärzlich bleigrau, oft schwarz und braun angelaufen.
52. Rotgiltigerze. a) lichtes R. oder Arsensilberblende, rhombisch, H. 2—2,5, spez. Gew. 5,5. Verbindung von der Zusammensetzung $3 Ag_2S + As_2S_3 = Ag_3AsS_3$: kochenillrot bis karmesinrot, metallisch glänzend.

b) dunkles R. oder Antimonsilberblende, rhombisch, H. 2 bis 25, spez. Gew. 5,7. Zusammensetzung $3 Ag_2 + Sb_2S_3 = Ag_3SbS_3$;

kochenillrot bis kirschrot, metallisch glänzend. — Beides sind wichtige Silbererze zur Darstellung des Metalles.

53. Fahlerze, regulär, H. 3—4, spez. Gew. 4,4—5,4. Isomorphe Mischungen der Sulfide von Ag, Cu, Fe, Zn, Sb und As von wechselnder Zusammensetzung von schwankendem Silbergehalte (1 bis 17 %).

54. Wismutglanz oder Bismutin, rhombisch, H. 2—2,5, spez. Gew. 6,4 —6,6. Wismutsulfid, Bi_2S_3.

55. Greenockit, hexagonal, H. 3,5, spez. Gew. 4,8—4,9. Kadmiumsulfid, CdS.

56. Zinnkies, regulär, H. 4, spez. Gew. 4,3—4,5. Isomorphe Mischung der Sulfide von Sn, Zn, Fe und Cu, etwa $SnFeCu_2S_4$ und $Sn_2ZnFeCu_4S_8$.

D. Haloide.

57. Sylvin oder Hövelit, regulär, H. 2, spez. Gew. 2. Chlorkalium, KCl. Staſsfurter Abraumsalz, auch bei Kalurz in Galizien.

68. Carnallit, rhombisch, H. 1—2, spez. Gew. 1,6. Kaliummagnesiumchlorid, $KMgCl_3 + 6H_2O$. Staſsfurter Abraumsalz.

59. Steinsalz, regulär, H. 2, spez. Gew. 2,1—2,2. Chlornatrium, NaCl. Varietäten: Bergsalz, gesteinsbildend [e. G.] oft in mächtigen Lagern von wasserhellen, durchsichtigen Krystallmassen (Wieliczka, Staſsfurt etc.) oder mit Anhydrit und Bergart gemischt. — Soolsalz, mehr oder weniger gesättigte Lösung aus unterirdischen Salzlagern. — Meersalz, — Steppen- oder Wüstensalz, als Effloreszenz an der Erdoberfläche, oft weite Landstriche überziehend (Südruſsland, zwischen Asowschem und Caspischem Meere).

60. Salmiak, regulär, H. 1,5—2, spez. Gew. 1,5—1,6. Chlorammonium, $(NH_4)Cl$.

61. Fluſsspat oder Fluorit, regulär, H. 4, spez. Gew. 3,1—3,2. Fluorcalcium, CaF_2, frei auskrystallisiert in Drusen von würfelförmigen, gelben, grünen, blauen oder roten Krystallen, welche nicht selten zwei verschiedene Farben zeigen (Fig. 165), oder derb in mächtigen Gängen. Dient als Zuschlag bei der hüttenmännischen Verarbeitung der Erze, um die Schlacke in den Schmelzöfen flüssiger zu machen (daher der Name), und zur Darstellung der Fluſssäure (S. 51).

E. Sulfate und Chromate.

66. Glaubersalz, monoklin, H. 1,5—2, spez. Gew. 1,5. Wasserhaltiges Natriumsulfat $Na_2SO_4 + 10H_2O$. In einigen Salzbergwerken und gelöst in Mineralwässern, z. B. Carlsbad.

67. Anhydrit, rhombisch, H. 3—3,5, spez. Gew. 2,8—3. Wasserfreies Calciumsulfat, $CaSO_4$. Gesteinsbildend mit Steinsalz gemengt in den Stöcken und Lagern der Salzgebirge [g. G.].

68. Gips, monoklin, H. 2, spez. Gew. 2,2—2,4. Wasserhaltiges Calciumsulfat, $CaSO_4 + 2H_2O$. Gesteinsbildend [e. G.]. — Varietäten:

a) Marienglas oder Fraueneis, durchsichtige, wasserhelle Krystalle von ausgezeichneter Spaltbarkeit (Fig. 166).
b) Fasergips, in Platten und Trümmern von stengeliger und faseriger Struktur (Fig. 167).
c) Schaumgips, in schuppigen Aggregaten.
d) Dichter Gips, entweder feinkörnig und schneeweiſs (Alabaster), oder erdig (erdiger Gips).

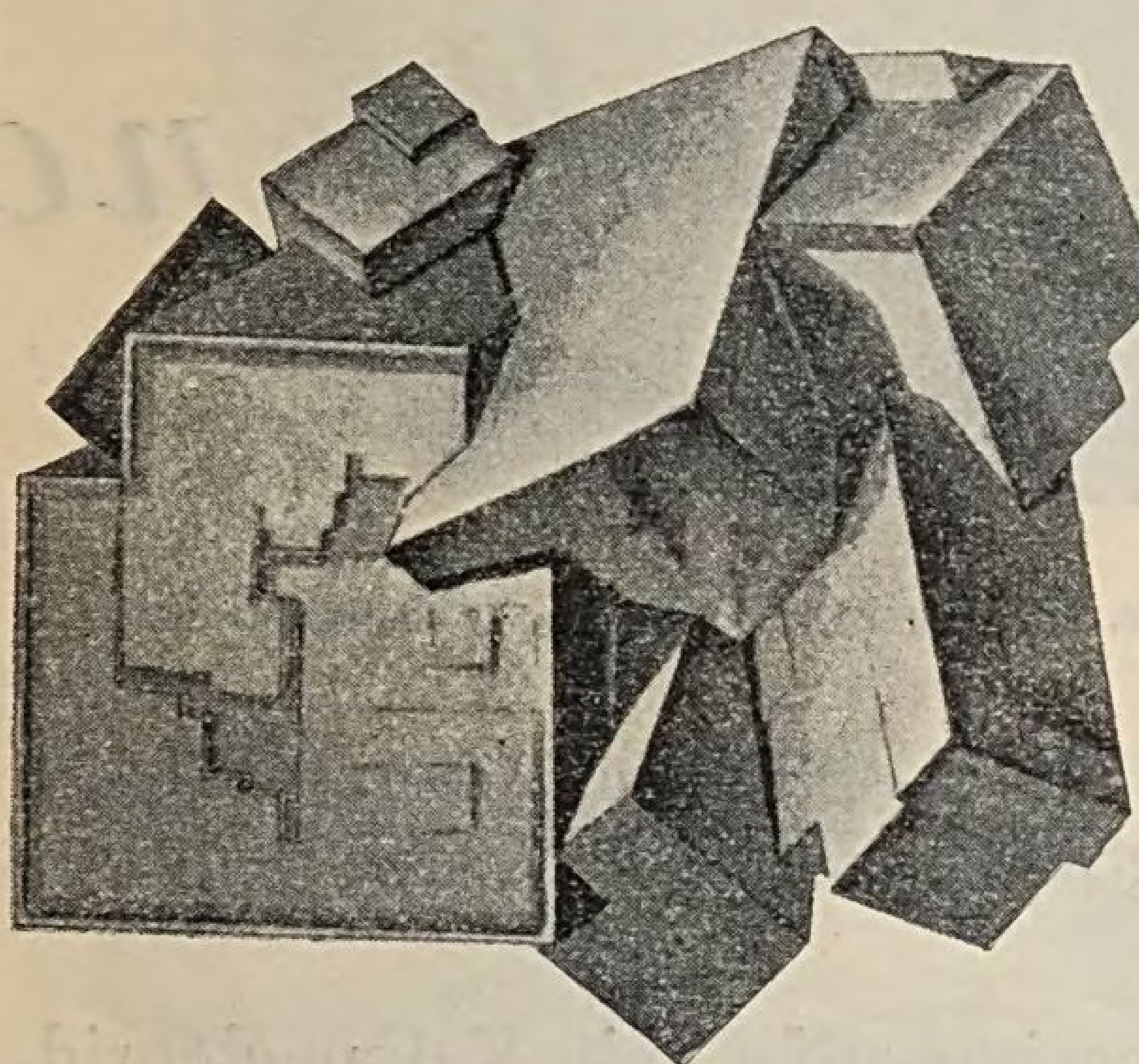


Fig. 165. Fluſsspat (Annaberg).

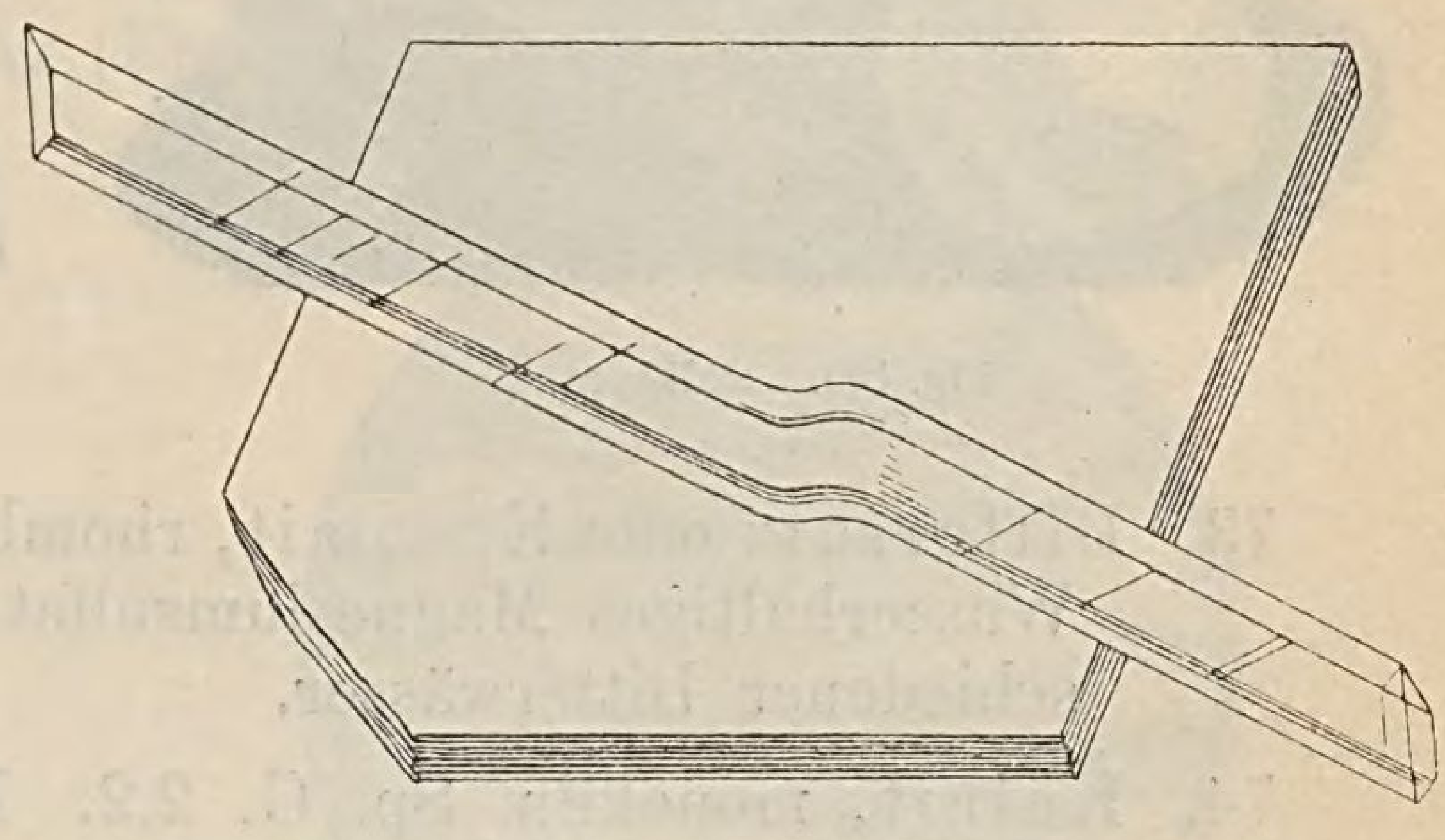


Fig. 166. Gebogener Gipskrystall (Friedrichsroda). Spaltungsstück von Gips (Marienglas).

69. Polyhalit, rhombisch, H. 3,5, spez. Gew. 2,72—2,77. Wasserhaltiges Calciumkaliummagnesiumsulfat, $2\,CaSO_4 + K_2Mg(SO_4)_2 + 2\,H_2O$. Staſsfurter Abraumsalz.

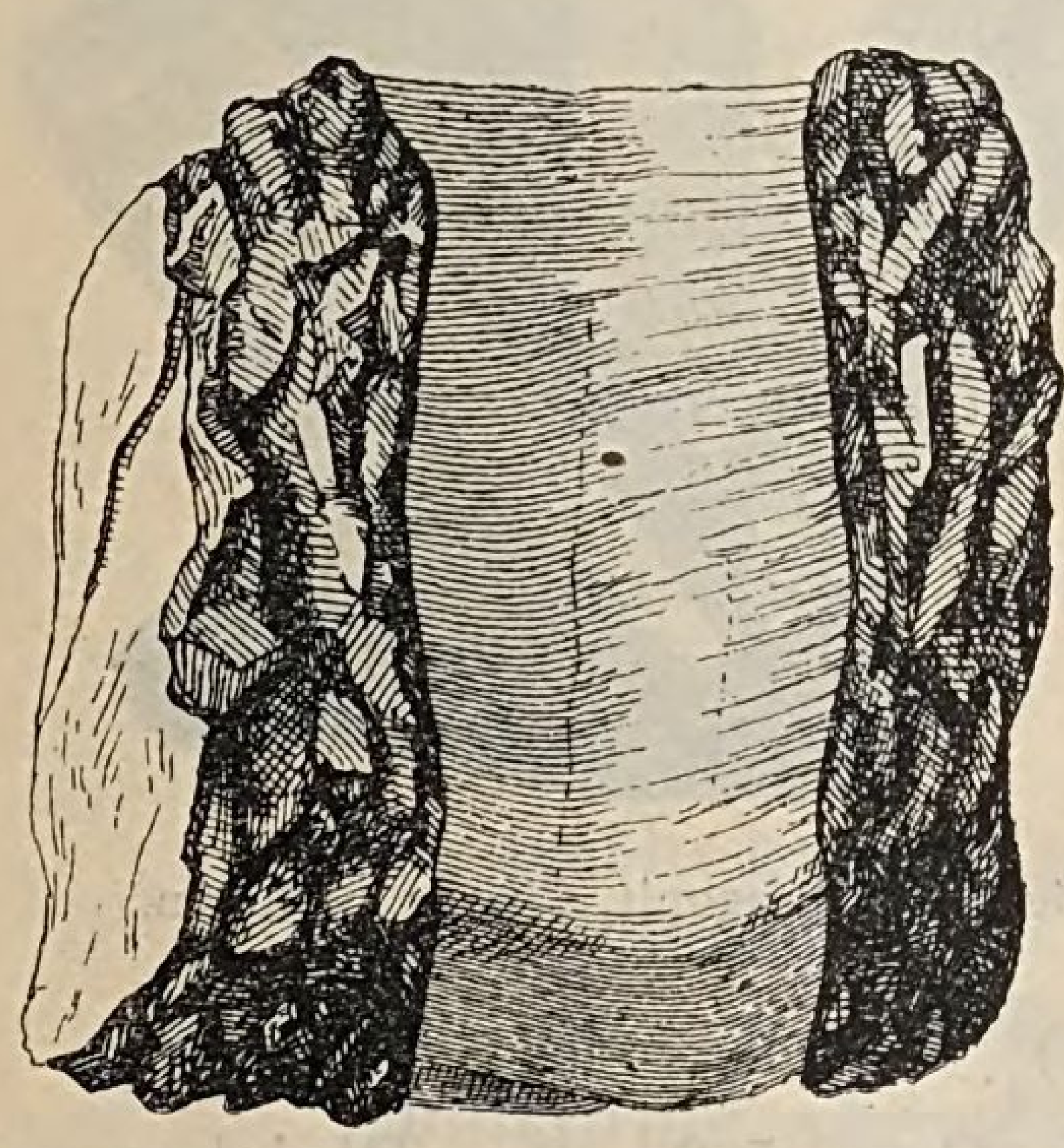


Fig. 167. Fasergips in Mergel.

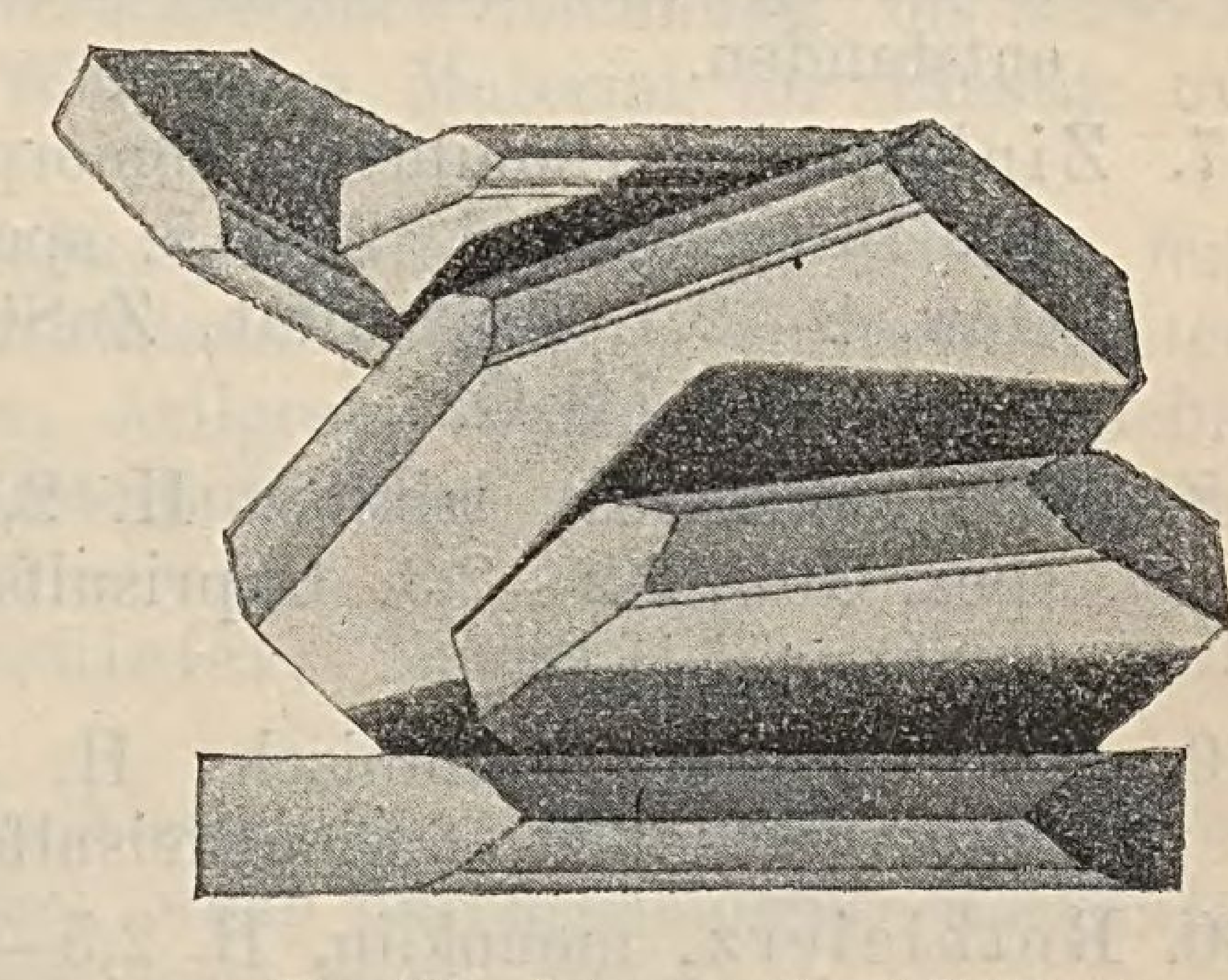


Fig. 168. Schwerspatkrystall (Harz).

70. Schwerspat, rhombisch, H. 3—3,5. spez. Gew. 2,7—2,8. Bariumsulfat, $BaSO_4$. Drusen von schaligen Krystallaggregaten, welche sich schiefwinklig kreuzen, auch gesteinsbildend in dichten Massen [e. G.] Fig. 168.

71. Cölestin, rhombisch, H. 3—3,5, spez. Gew. 3,9—4. Strontiumsulfat, $SrSO_4$.

72. Kieserit, mikrokrystallinisch oder monoklin, Sp G. 2,5. Wasserhaltiges Magnesiumsulfat, $MgSO_4 + H_2O$. Staſsfurter Abraumsalz.

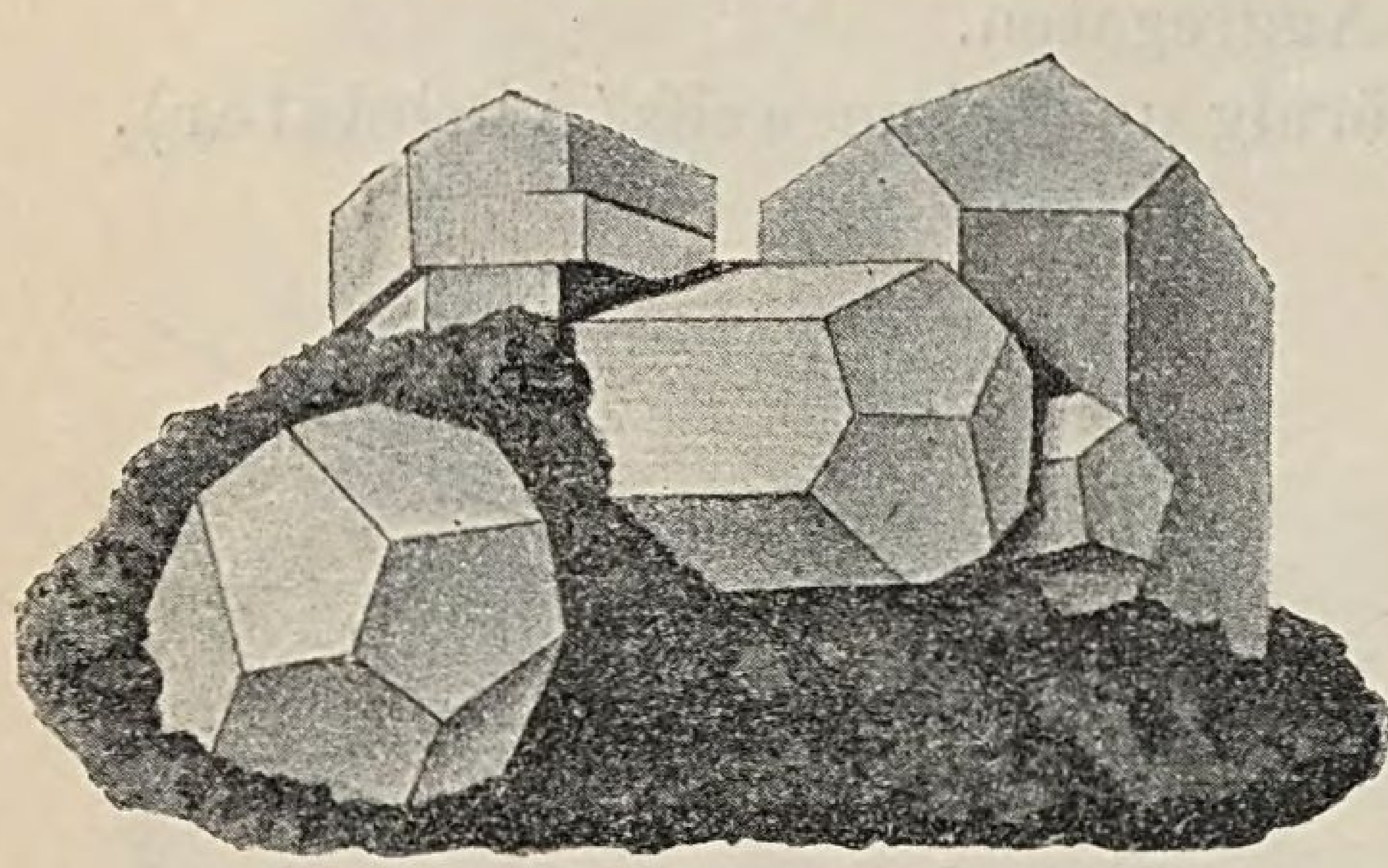


Fig. 169. Kalkspat.



Fig. 170. Isländ. Kalkspat, Spaltungsstück.

73. Bittersalz oder Epsomit, rhombisch, H. 2—2,5, spez. Gew. 1,7—1,8. Wasserhaltiges Magnesiumsulfat, $MgSO_4 + 7\,H_2O$. Bestandteil verschiedener Bitterwässer.

74. Kainit, monoklin, Sp. G. 2,2. Magnesiumsulfat mit Kaliumchlorid, $MgSO_4.KCl + 3\,H_2O$. Staſsfurter Abraumsalz.

75. Alunit oder Alaunstein, rhomboedrisch, H. 3,5—4. Basisches Aluminiumsulfat, $K_2Al_2(SO_4)_4 + 4\,Al(OH)_3$.

76. Eisenvitriol, monoklin, H. 2, spez. Gew. 1,8—1,9. Ferrosulfat, $FeSO_4 + 7\,H_2O$. Durch Verwitterung aus Eisenkies, FeS_2, entstanden.

77. Zinkvitriol, rhombisch; isomorph mit Bittersalz: H. 2—2,5, spez. Gew. 2—2,1, Zinksulfat, $ZnSO_4 + 7\,H_2O$.

78. Kupfervitriol, triklin, H. 2,5, spez. Gew. 2,2—2,3. Cuprisulfat, $CuSO_4 + 5\,H_2O$.

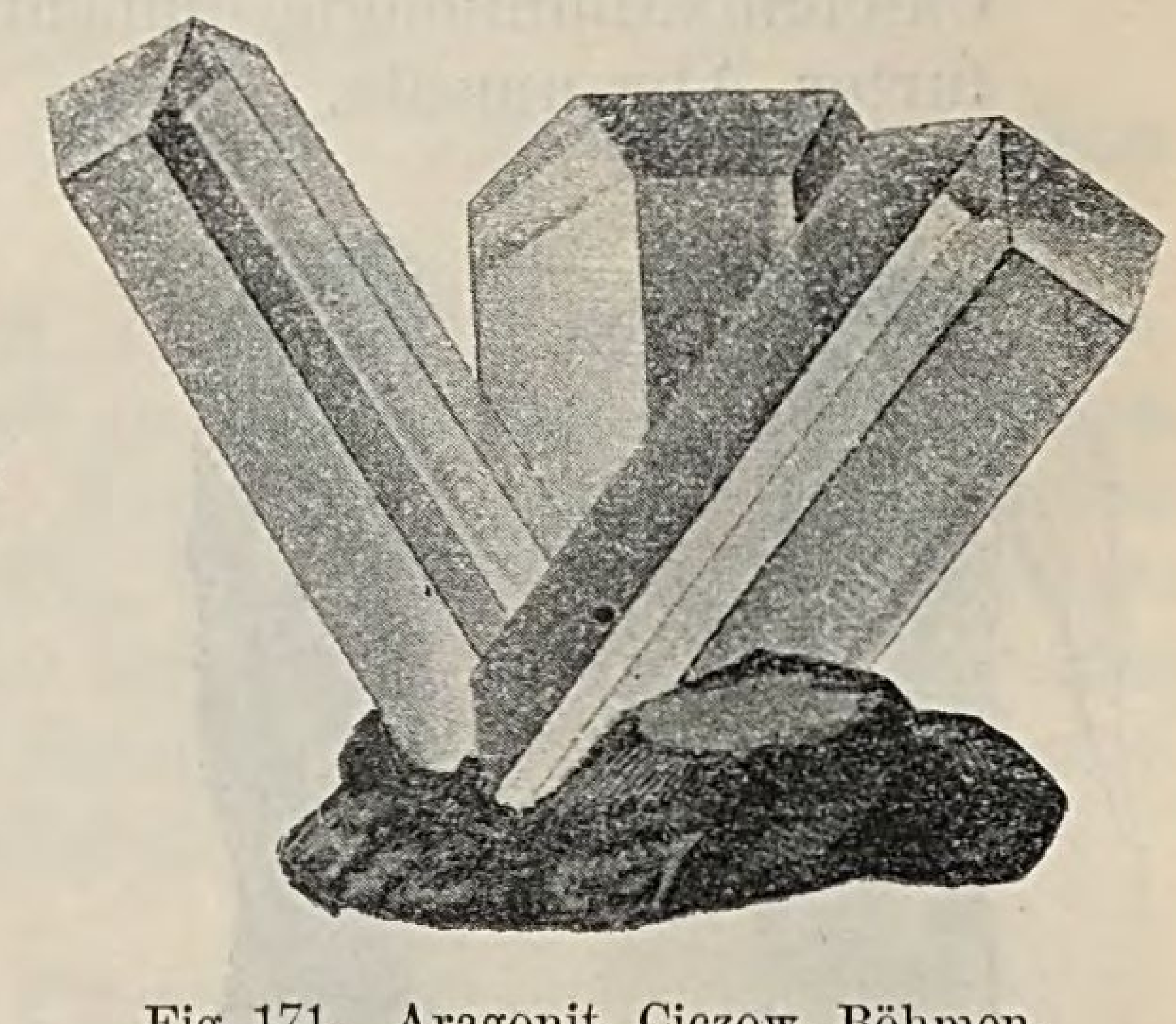


Fig. 171. Aragonit, Ciczow, Böhmen.

79. Bleivitriol, rhombisch, H. 3, spez. Gew. 6,2—6,3. Bleisulfat, $PbSO_4$.

80. Rotbleierz, monoklin, H. 2,5—3, spez. Gew. 5,9—6. Bleichromat, $PbCrO_4$.

F. Karbonate.

81. Soda, monoklin, H. 1—1,5, spez. Gew. 1,4—1,5. Natriumkarbonat, $NaCO_3 + 10\,H_2O$.

82. Trona, monoklin, H. 2,5—3, spez. Gew. 2,1—2,2. Natriumsesquikarbonat, $Na_2CO_3 + 2NaHCO_3 + 2H_2O$.
83. Natrocalcit, monoklin, H. 2,5, spez. Gew. 1,9—2. Natriumcalciumkarbonat, $Na_2CO_3 + CaCO_3 + 5H_2O$.
84. Kalkspat oder Calcit, rhomboedrisch, H. 3, spez. Gew. 2,6—2,8. Calciumkarbonat, $CaCO_3$. — Varietäten:
 a) Eigentlicher Kalkspat, entweder frei auskrystallisiert in Drusen oder losen Krystallen von sehr verschiedener Gröfse und mannigfacher Form (Fig. 169) oder in gröfseren, blätterig spaltbaren Massen; isländischer Kalkspat oder Doppelspat bildet durchsichtige, wasserhelle Krystallmassen von vorzüglicher Doppelbrechung (Fig. 170).

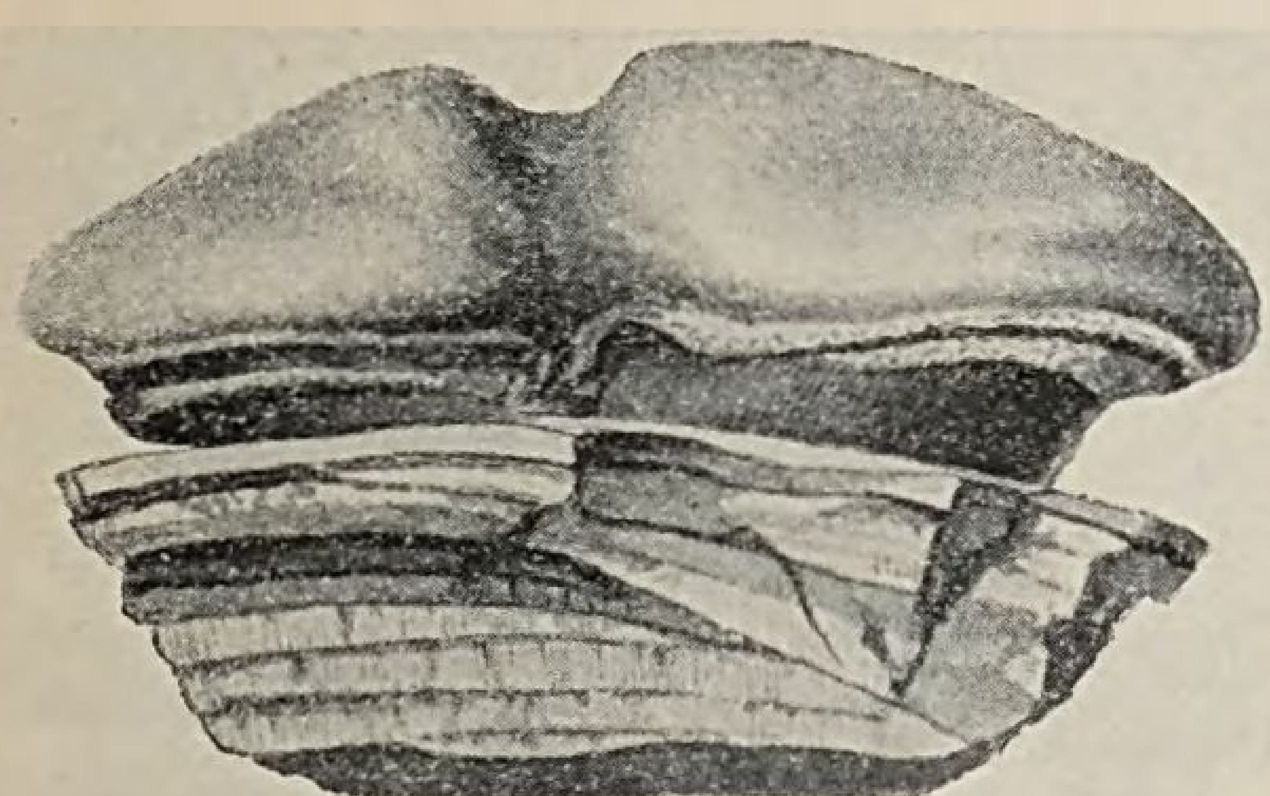


Fig. 172. Sprudelstein, Carlsbad.

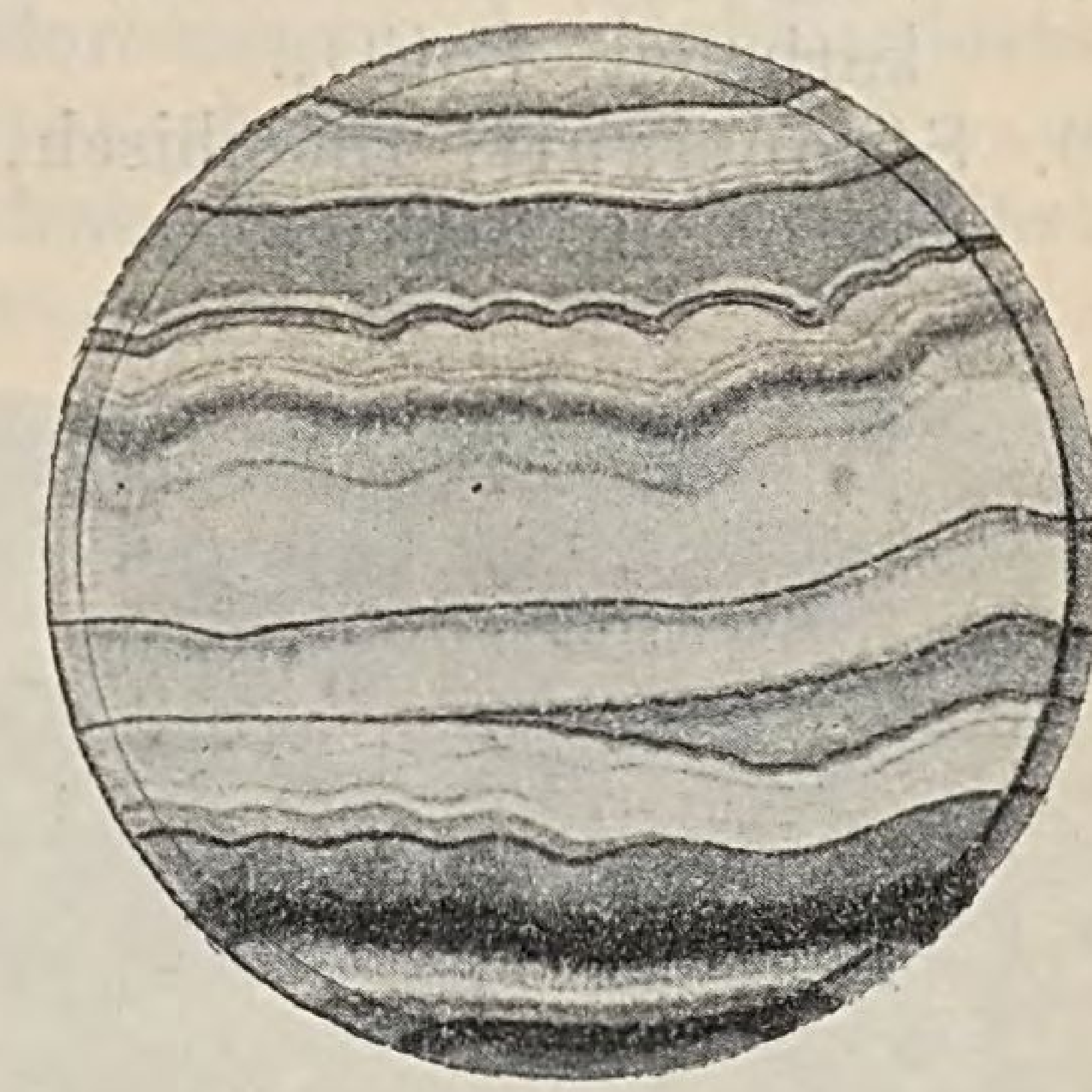


Fig. 173. Sprudelstein, Carlsbad, geschliffen.

 b) Marmor, körniger Kalkspat, entweder weifs (Bildhauermarmor) oder buntfarbig in verschiedener Zeichnung, bis schwarz. Gesteinsbildend [e. G.]. Wertvolles Material für Plastik und Architektur.
 c) Dichter Kalkspat oder Kalkstein, hellgrau, in dichten, feinkörnigen Massen. Gesteinsbildend [e. G.]. — Untervarietäten:
 α) Gemeiner Kalkstein, hellgrau, dunkelgrau, mifsfarbig. Verwendung zur Darstellung des gebrannten Kalks in Kalköfen.
 β) Lithographischer Schiefer, äufserst feinkörnig, gelblichweifs.
 d) Kalksinter und Kalktuff, Abscheidung aus Quellen; entweder feinkörnig aggregiert (Sinter), wenn durchscheinend: Kalkalabaster; oder schwammartig, grob porös (Tuff).
 e) Oolithischer Kalkstein, aus kleinen, radialfaserigen Kugeln bestehend. Gesteinsbildend [e. G.]: Rogenstein.
 f) Tropfstein (Stalaktiten und Stalagmiten) in Höhlen.
 g) Kreide, aus mikroskopisch kleinen Kügelchen bestehend, gemengt mit Schalen von Foraminiferen etc. Gesteinsbildend [e. G.].

85. Aragonit, rhombisch, H. 3,5—4, spez. Gew. 2,9—3. Calciumkarbonat, $CaCO_3$; entweder frei auskrystallisiert in Drusen Fig. 171 oder in stengeligen und faserigen Aggregaten aus Quellen (Carlsbad) abgeschieden. — Varietäten:
 a) Sprudelstein, parallelfaserig geschichtet (Fig. 172 und 173).
 b) Erbsenstein, aus kleinen, radialfaserigen Kugeln bestehend (Fig. 174 und 175).
86. Dolomit oder Bitterspat, rhomboedrisch, H. 3,5—4,5, spez. Gew. 2,8—2,9. Isomorphe Mischung von Calcium- und Magnesiumkarbonat, $(Ca,Mg)CO_3$. Gesteinsbildend [e. G.].
87. Magnesit, rhombisch, H. 3—3,5, spez. Gew. 2,8—2,9. Magnesiumkarbonat, $MgCO_3$.
88. Witherit, rhombisch, H. 3—3,5, spez. Gew. 4,2—4,3. Bariumkarbonat, $BaCO_3$.
89. Strontianit, rhombisch, H. 3,5, spez. Gew. 3,6—3,8. Strontiumkarbonat, $SrCO_3$.

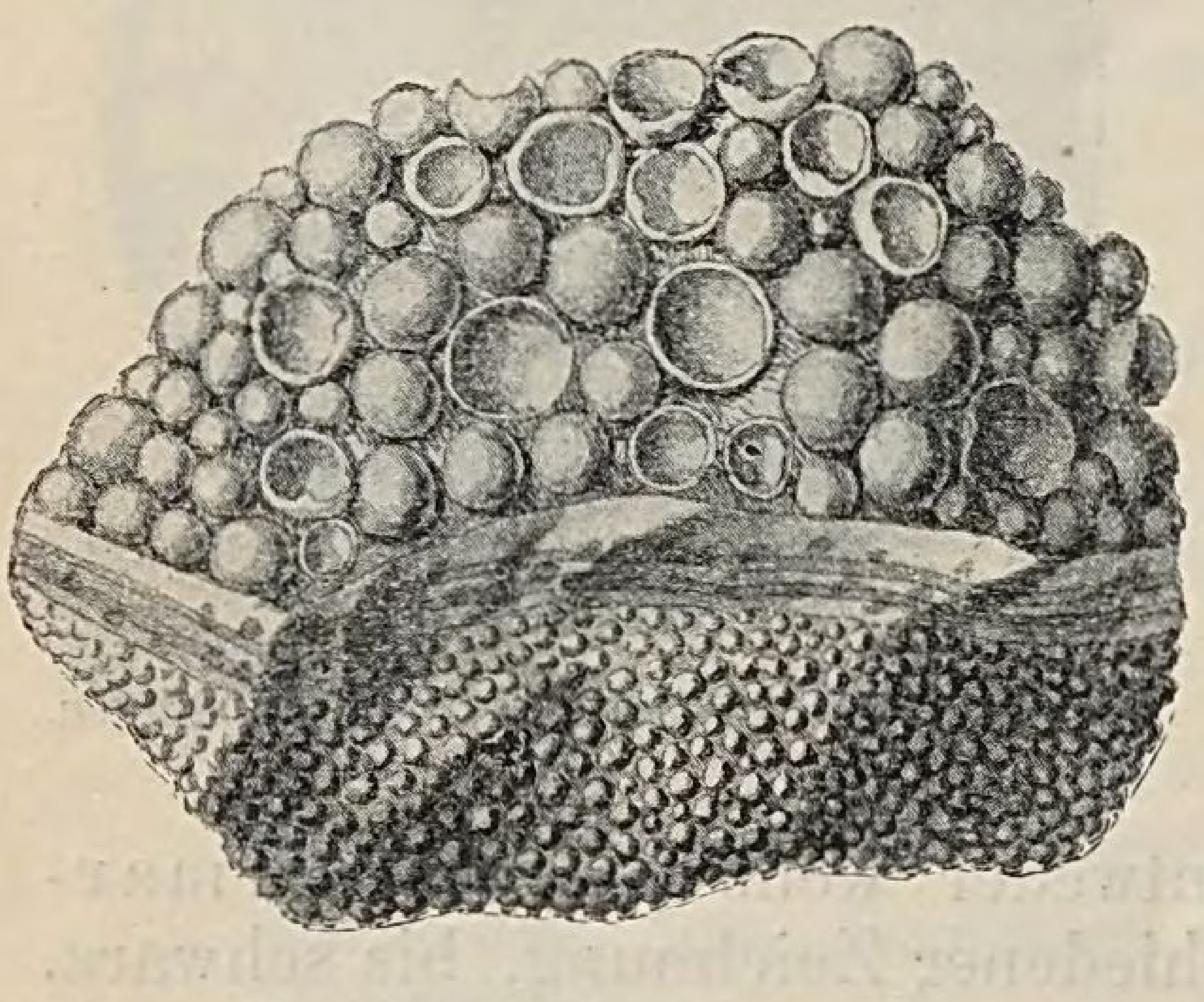


Fig. 174. Erbsenstein. Carlsbad.

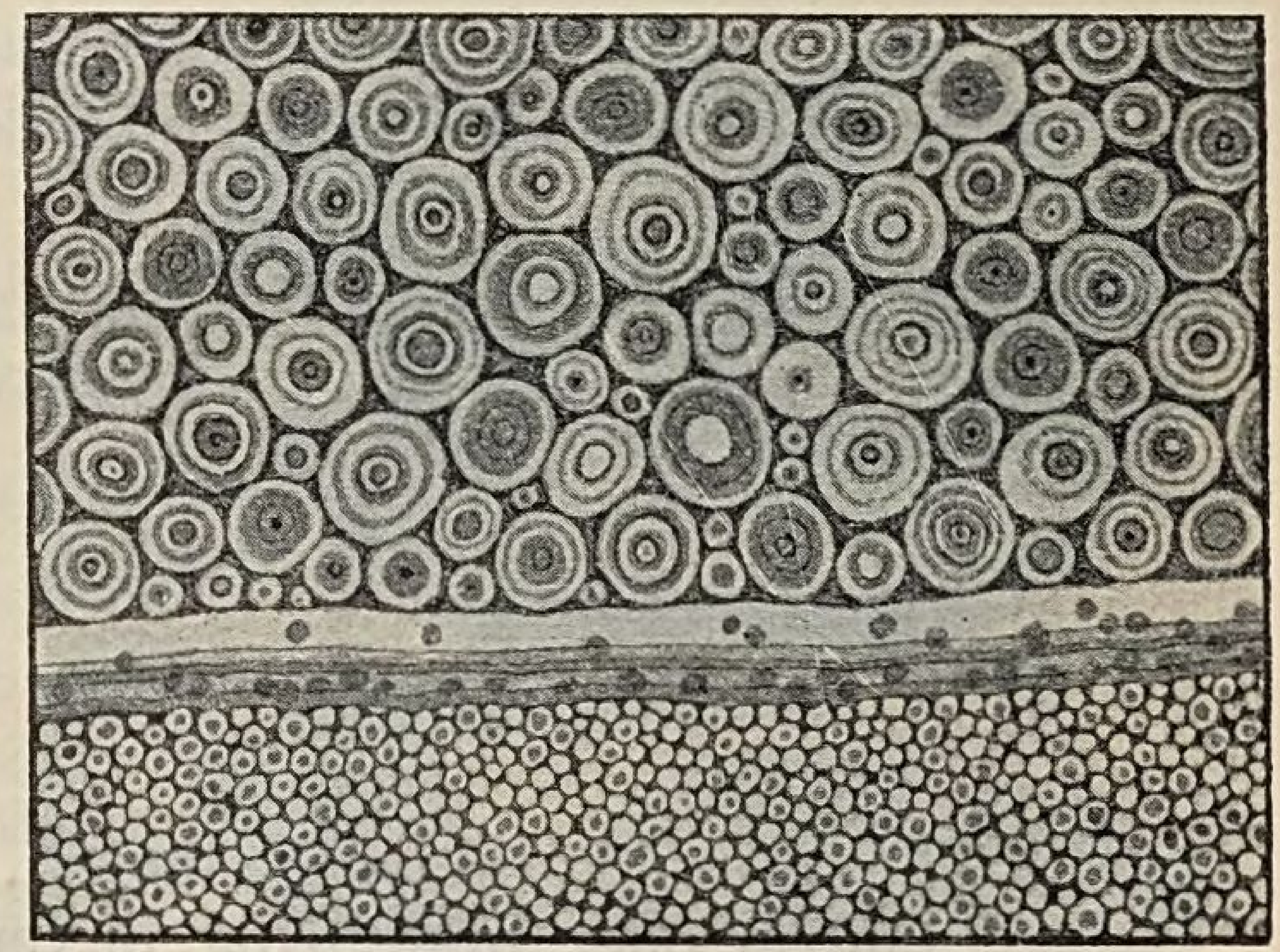


Fig. 175. Erbsenstein. Carlsbad geschliffen.

90. Eisenspat oder Spateisenstein, rhomboedrisch, H. 3,5—4,5, spez. Gew. 3,7—3,9. Ferrokarbonat, $FeCO_3$. — Varietäten:
 a) Sphärosiderit, kugelige Aggregate, farblos oder geblich, durch Verwitterung in Brauneisererz übergehend.
 b) Thoniger Sphärosiderit, Gemenge mit Thon.
 c) Kohleneisenstein, Gemenge mit Thon und Kohle.
91. Zinkspat oder edler Galmei, rhombisch, H. 5, spez. Gew. 4,1—4,5. Zinkkarbonat, $ZnCO_3$. Wichtiges Zinkerz zur Darstellung des Metalles.
92. Zinkblüte, kryptokrystallinisch, H. 2,5—3, spez. Gew. 3,25. Basisches Zinkkarbonat, $ZnCO_3 + 2Zn(OH)_2 = Zn_3(OH)_4CO_3$.
93. Manganspat, rhomboedrisch, H. 3,5—4,5, spez. Gew. 3,3—3,6. Manganokarbonat, $MnCO_3$.
94. Cerussit oder Weifsbleierz, rhombisch, H. 3—3,5, spez. Gew. 6,4—6,6. Bleikarbonat, $PbCO_3$.
95. Kupferlasur, monoklin, H. 3,5—4, spez. Gew. 3,7—3,8. Schön blaues,

basisches Cuprikarbonat, $2\,CuCO_3 + Cu(OH)_2 = Cu_3(OH)_2(CO_3)_2$. Verwendung als Kupfererz zur Darstellung des Metalles.

96. Malachit, monoklin, H. 3,5—4, spez. Gew. 3,7—4,1. Schön grünes, basisches Cuprikarbonat, $CuCO_3 + Cu(OH)_2 = Cu(OH)_2CO_3$ (Fig. 176 und 177). — Varietäten: blätteriger, faseriger, dichter und erdiger Malachit. Verwendung zu Schmucksachen und zur Herstellung gröſserer Kunstgegenstände, z. B. Tischplatten, Vasen, Dosen, Leuchter etc.; hauptsächlich aber als wichtiges Kupfererz zur Darstellung des Metalles.

G. Nitrate.

97. Salpeter, allgemeiner Name für die natürlichen Nitrate:

a) Kalisalpeter, rhombisch, H. 2, spez. Gew. 1,9—2,1. Kaliumnitrat, KNO_3, in Höhlen und als Effloreszenz an der Erdoberfläche.

b) Natronsalpeter oder Chilisalpeter, rhomboedrisch, H. 1,5—2, spez. Gew. 2,1—2,2. Natriumnitrat, $NaNO_3$, in Chile, Wüste Atacama in der Provinz Tarapacà.

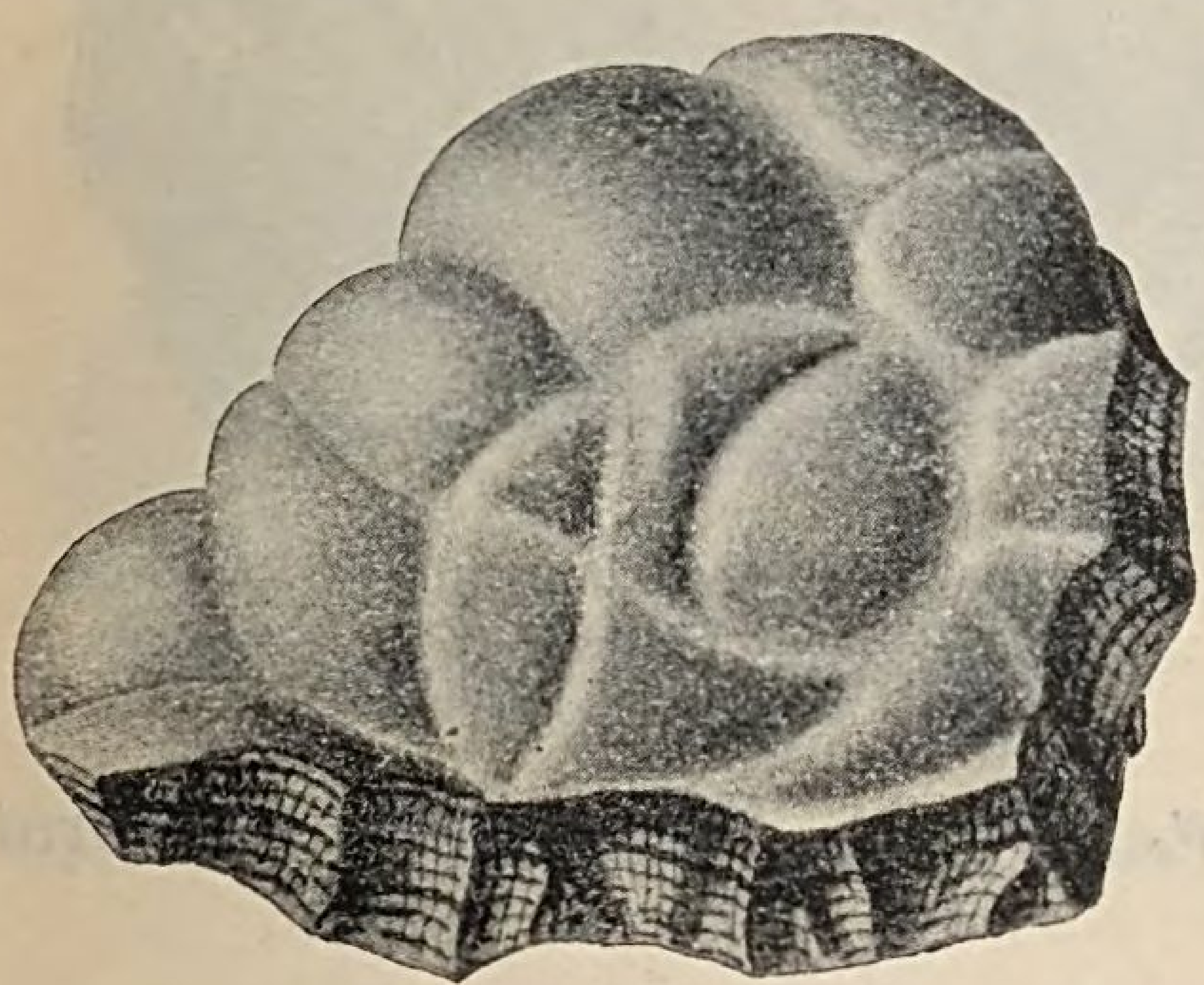


Fig. 176. Malachit.



Fig. 177. Malachitschliff.

c) Kalksalpeter, Calciumnitrat, $Ca(NO_3)_2 + H_2O$, in Höhlen von Kalkgebirgen.

d) Magnesiasalpeter, Magnesiumnitrat, $Mg(NO_3)_2 + H_2O$.

H. Phosphate und Arsenate.

98. Apatit, hexagonal, H. 5, spez. Gew. 3,2. Isomorphe Mischungen von Chlorapatit, $Ca_5Cl(PO_4)_3$, und Fluorapatit, $Ca_5F(PO_4)_3 = Ca_5(Cl,F)(PO_4)_3$ (Fig. 178). Gesteinsbildend: accessorischer Bestandteil vieler archäischer und Eruptivgesteine [g. G.]. — Varietäten:

a) Spargelstein, spargelgrün.

b) Moroxit, dunkelblaugrün.

c) Phosphorit, dicht und faserig. Gesteinsbildend [e. G.] in mehr oder weniger groſsen Lagern: Amberg in Bayern, Estremadura, Nassau und Limburg an der Lahn, Norwegen, Ruſsland, Karolina, Florida. Wichtiges Düngemittel.

d) Osteolith, weiſs, dicht.
e) Staffelit, mit $CaCO_3$ gemengt.
f) Sombrerit, aus Korallenkalk entstanden: Insel Sombrero im karaibischen Meer. Wichtiges Düngemittel.

99. Türkis, anscheinend amorph, H. 6, spez. Gew. 2,6—2,8. Basisches Aluminiumphosphat, $Al_2(PO_4)_2 + 2Al(OH)_3 + 2H_2O$, himmelblau bis spangrün, undurchsichtig. *Edelstein.*
100. Kobaltblüte, monoklin, H. 2,5, spez. Gew. 2,9—3. Cobaltoarsenat $Co_3(AsO_4)_2 + 8H_2O$.
101. Pyromorphit oder Buntbleierz, hexagonal, H. 3,5—4, spez. Gew. 6,9—7. Bleichlorophosphat, $Pb_5Cl(PO_4)_3$.
102. Mimetesit oder Grünbleierz, hexagonal, H. 3,5—4, Spez. Gew. 7,2. Bleichlorarsenat $Pb_5Cl(AsO_4)_3$.

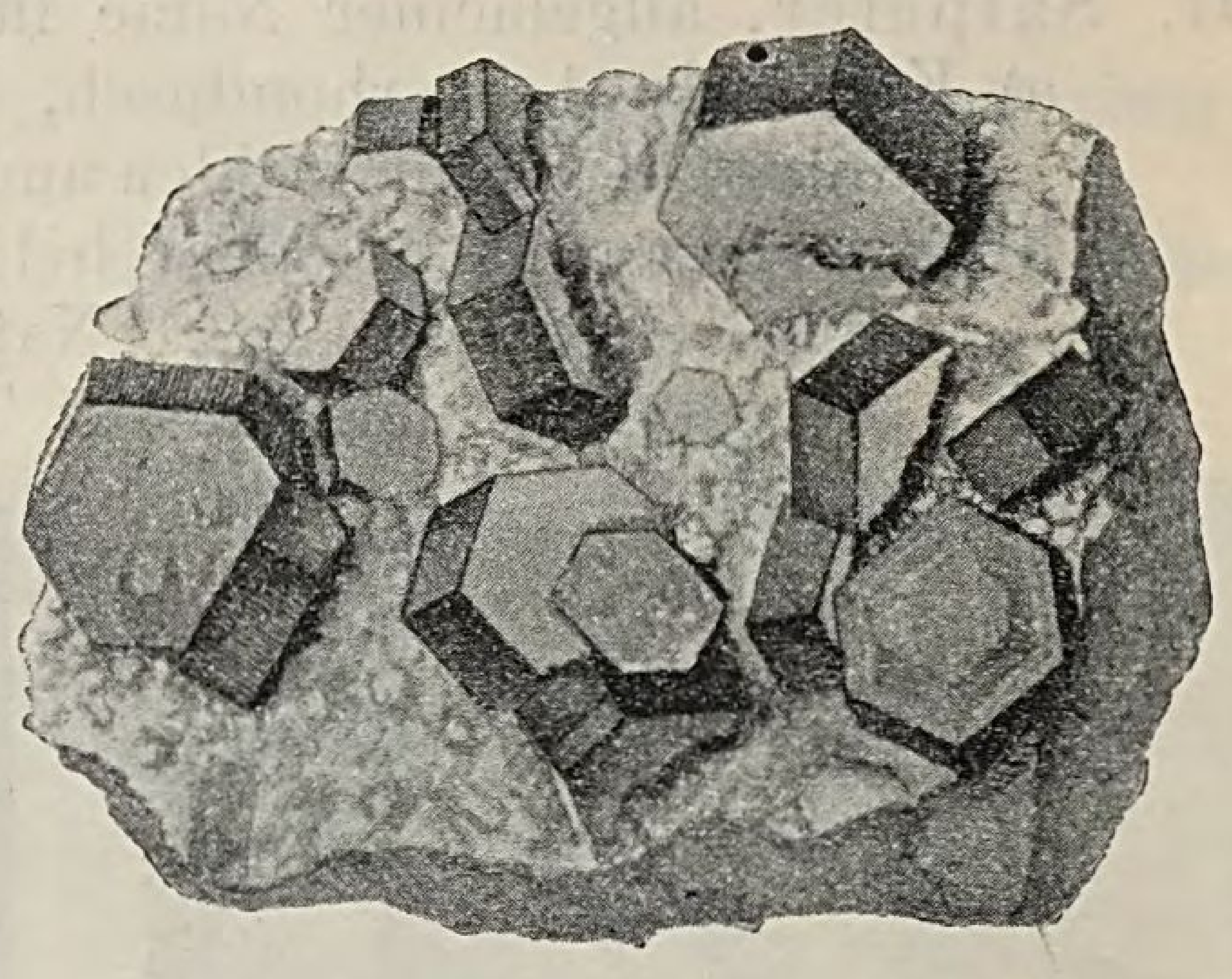


Fig. 178. Apatit aus dem Granit des Greifensteins (Sachsen).

I. Borate.

103. Borax oder Tinkal, monoklin, H. 2—2,5, spez. Gew. 1,7—1,8. Natriumdiborat, $Na_2B_4O_7 + 10H_2O$.
104. Borocalcit, mikrokrystallinisch, Calciumborat $CaB_4O_7 + 4H_2O$.
105. Boracit, regulär, H. 7, spez. Gew. 2,9—3. Magnesiumchloroborat $Mg_7Cl_2B_{16}O_{30}$.

K. Aluminate, Chromite, Ferrite, Uranate, Titanate.

106. Spinell, regulär, H. 8, spez. Gew. 3,5—4,1. Magnesiumaluminat, $MgAl_2O_4$. *Edelstein.*
107. Chrysoberyll, rhombisch, H. 8,5, spez. Gew. 3,65—3,8. Berylliumaluminat, $BeAl_2O_4$. *Edelstein.*
108. Zinkspinell, regulär, H. 8, spez. Gew. 4,33—4,35. Zinkaluminat, $ZnAl_2O_4$.
109. Chromeisenerz, regulär, H. 5,5, spez. Gew. 4,4—4,6. Isomorphe Mischung der Chromite, Ferrite und Aluminate von Fe, Cr und Mg von der allgemeinen Formel (Fe, Cr, Mg) $(Cr_2, Fe_2, Al_2) O_4$.
110. Magneteisenerz oder Magnetit, regulär, H. 5,5—6, spez. Gew. 4,9 bis 5,2. Eisenoxyduloxyd, $FeO.Fe_2O_3$, Ferroferrit, $Fe^{II}Fe^{III}_2O_4$ (Fig. 179). Gesteinsbildend sowohl als einfaches Gestein [e. G.], als auch als accessorischer Bestandteil vieler Eruptivgestein [g. G.].
111. Uranpecherz, regulär, H. 5, spez. Gew. 8—9. Uransaures Uranoxydul, $3UO_2 + 2UO_3$, mit wechselndem Bleigehalt.

112. Titaneisenerz, rhomboedrisch, H. 5—6, spez. Gew. 4,6—5,2. Titansaures Eisenoxydul (Ferrotitanat), mit einer Beimischung des isomorphen Eisenglanzes, $FeTiO_3 + xFe_2O_3$. Gesteinsbildend [g. G.] als accessorischer Bestandteil vieler Eruptivgesteine (Fig. 180).

L. Silikate.

Die weitaus gröfste, aus zahlreichen Gruppen und Arten bestehende Familie des Mineralreichs, etwa $^1/_3$ sämtlicher Mineralspezies umfassend. Weit verbreitet als Einzelmineralien und einfache Gesteine [e. G.], sowie als Gemengteil vieler gemengten Gesteine [g. G.].

Talk- und Serpentingruppe.

113. Talk, rhombisch, H. 1, spez. Gew. 2,7—2,8. Wasserhaltiges Magnesiumsilikat $H_2Mg_3(SiO_3)_4$, weich und fettig anzufühlen. Benutzung wegen

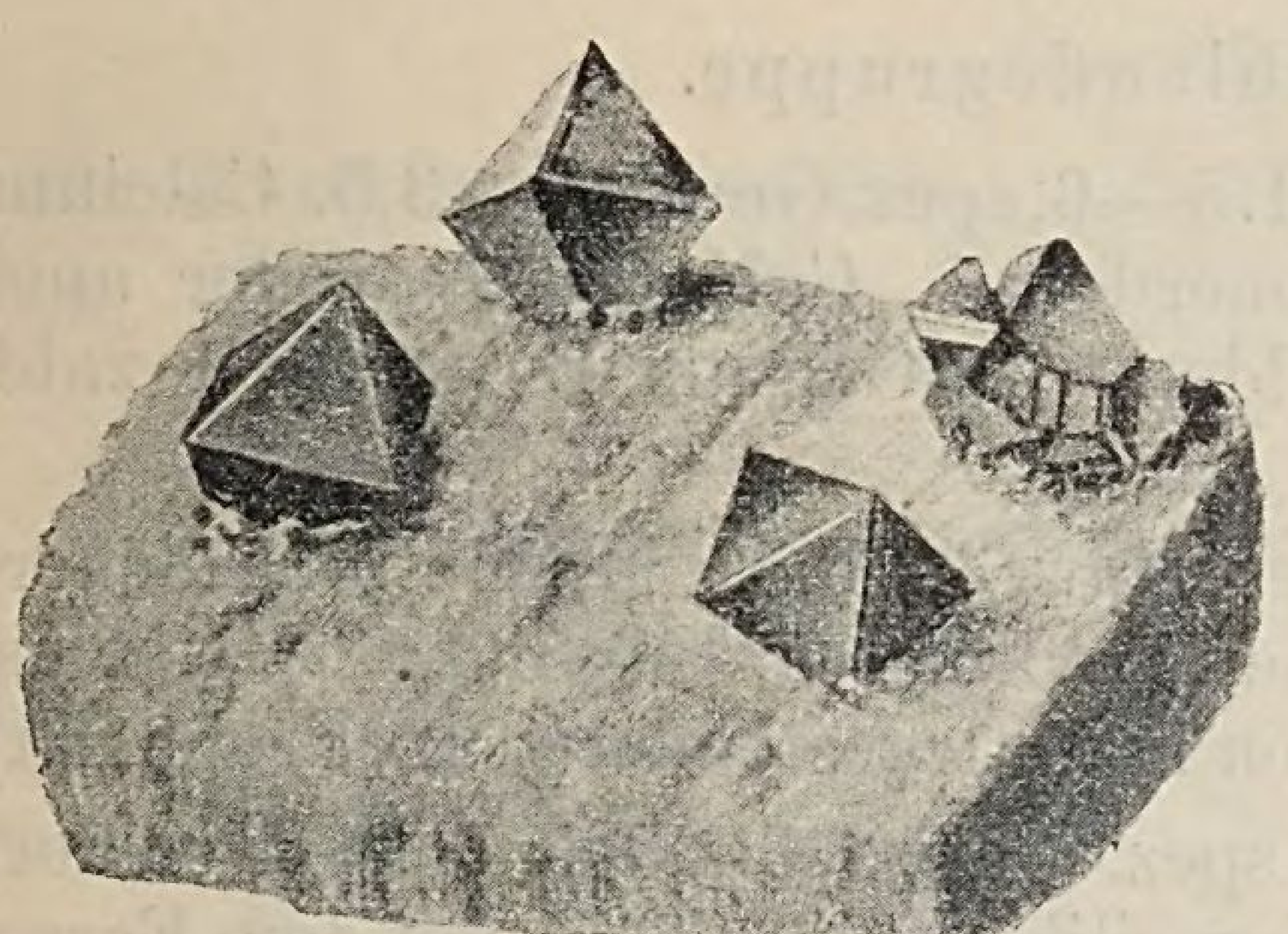


Fig. 179. Magneteisenerz. Binnenthal in Wallis (Schweiz).

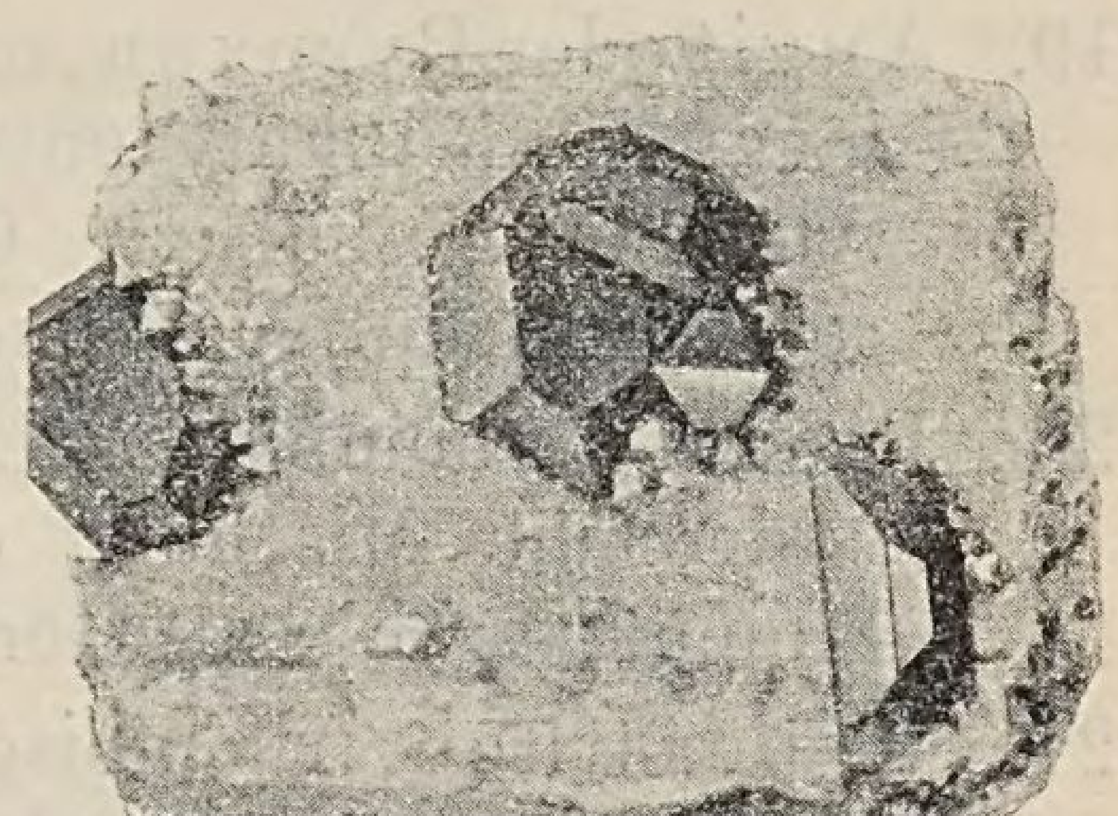


Fig. 180. Titaneisen (Ilmensee. Sibirien).

seiner grofsen Weichheit im gepulverten Zustand als Streupulver, sowie zur Maschinenschmiere.

114. Speckstein oder Steatit, kryptokrystallinisch, H. 1,5, Sp. G. 2,6 bis 2,8. Wasserhaltiges Magnesiumsilikat von gleicher Zusammensetzung wie der Talk. Gelblich, grauweifs. Benutzung zum Schreiben und Zeichnen (Spanische Kreide), zum Fettfleckenausmachen aus Papier, Zeug und Holz, zum Polieren von Gips, Serpentin, Marmor etc., zur Herstellung von geschnitzten und gedrehten Bildwerken, zu Gasbrennern, Schmelztiegeln etc.

115. Meerschaum, kryptokrystallinisch, H. 2—2,5, spez. Gew. 0,9—1,2. Wasserhaltiges Magnesiumsilikat, $Mg_2Si_3O_8 + 4H_2O$, gelblichweifs, porös, Flüssigkeiten einsaugend. Verwendung zu Pfeifenköpfen, Cigarrenspitzen und anderen Schnitzereien.

116. Serpentin, kryptokrystallinisch, H. 3—4, spez. Gew. 2,5—2,7. Wasserhaltiges Magnesiumsilikat, $Mg_3Si_2O_7 + 2H_2O$; seltener hellgelb, hellgrün, gelblichweifs, durchscheinend (edler Serpentin); meist in düsteren Farben: grau, rot, grünlichgrau, braun, mehrfarbig, gefleckt

oder gestreift. Gesteinsbildend [e. G.]: bildet den Serpentinfels. Verwendung zu Ornamenten, Vasen, Tellern, Leuchtern und verschiedenen anderen Schnitzwerken ähnlicher Art.

Olivingruppe.

117. Olivin, rhombisch, H. 6,5—7, spez. Gew. 3,2—3,5. Isomorphe Mischung von Magnesiumsilikat, Mg_2SiO_4, mit Ferrosilikat, Fe_2SiO_4. Gesteinsbildend [g. G.]: als Gemengteil verschiedener Eruptivgesteine (Diabas, Melaphyr, Basalt). — Varietät:

a) Chrysolith, in schön grünen, durchsichtigen Krystallen. *Edelstein.*

118. Galmei oder Kieselzinkerz, rhombisch, H. 5, spez. Gew. 3,4—3,5. Wasserhaltiges Zinksilikat, $Zn_2SiO_4 + H_2O$. Wichtiges Zinkerz zur Darstellung des Metalles.

Augit- und Hornblendegruppe.

119. Augit oder Pyroxen, monoklin, H. 5—6, spez. Gew. 2,9—3,5. Calciummagnesiumsilikat, entweder thonerdefrei, $CaMg(SiO_3)_2$, oder auch Al- und Fe-haltig. Gesteinsbildend [g. G.] als Bestandteil zahlreicher Eruptivgesteine.

120. Bronzit, rhombisch, H. 4—5, spez. Gew. 3—3,5. Magnesiumreichere isomorphe Mischung des Magnesiumsilikates, $MgSiO_3$. Gesteinsbildend [g. G.]: als Gemengteil von Eruptivgesteinen (z. B. Prophyrit).

121. Hypersthen, rhombisch, H. 6, spez. Gew. 3,3—3,4. Eisenreichere isomorphe Mischung des Magnesiumsilikates, $MgSiO_3$, mit dem Ferrosilikat, $FeSiO_3$. Gesteinsbildend [g. G.]: als Gemengteil gewisser Eruptivgesteine (z. B. Andesit und Dacit).

122. Hornblende oder Amphibol, monoklin, H. 5—6, spez. Gew. 2,9 bis 3,3. Gemischte Ca-, Mg- und Fe-Silikate, oft auch Al-haltig. Gesteinsbildend: a) als einfaches Gestein [e. G.] (Hornblendefels) und b) als gemengtes Gestein [g. G.]: als Gemengteil vieler Eruptivgesteine.

123. Asbest, Amianth, höchst fein faserige Varietäten des Augits und der Hornblende. Verwendung wegen seiner zartfaserigen Beschaffenheit, verbunden mit Feuerfestigkeit zu Gespinsten, Geweben, Schnur, Pappe, zum Dichten, als schlechtes Wärmeleitungsmaterial etc.

124. Krokydolith, mikrokrystallinisch, H. 4, spez. Gew. 3,2—3,3. Feinfaseriges Natriumeisensilikat, $Na_2Fe_2(SiO_3)_4$. — Aus ihm ist durch Verkieselung das Tiegerauge (S. 160) entstanden.

Chloritgruppe.

125. Chlorit, hexagonal, H. 1—1,5, spez. Gew. 2,8—2,9. Wasserhaltiges Mg-, Ca-, Fe-Silikat. Gesteinsbildend [g. G.]: als Gemengteil archäischer Gesteine (z. B. Chloritschiefer, Urthonschiefer).

Andalusitgruppe.

126. Andalusit, rhombisch, H. 7—7,5, spez. Gew. 3,1—3,2. Aluminiumsilikat, Al_2SiO_5. Gesteinsbildend [g. G.]: als Gemengteil vieler krystallinischer Schiefergesteine und metamorphischer Kontaktgesteine (z. B. Andalusitglimmerfels, S. 185). — Varietät:
 a) Chiastolith oder Hohlspat, weiſse, innen hohle Stengel. Gesteinsbildend [g. G.]: als Gemengteil metamorphisch veränderter Thonschiefer (z. B. Chiastolithschiefer, S. 185).

127. Disthen, triklin, H. 5—7, spez. Gew. 3,48—3,68. Aluminiumsilikat, Al_2SiO_5, Dimorph mit Andalusit. Gesteinsbildend [g. G.].

128. Topas, rhombisch, H. 8, spez. Gew. 3,5—3,6. Aluminiumsilikat mit Kieselfluoraluminium, $5Al_2SiO_5 + Al_2SiF_{10}$. Bisweilen wasserhell, farblos, meist gelblich weiſs bis honiggelb, rötlichweiſs bis hyazintrot, durchsichtig, seltener blau violett oder grün. *Edelstein.*

Cordieritgruppe.

129. Cordierit, rhombisch, H. 7—7,5, spez. Gew. 2,59—2,66. Wasserhaltiges Al-, Mg-, Fe-Silikat. Durchsichtig, meist gefärbt: bläulich violett bis indigblau, gelblichweiſs, gelblichbraun. Die bläulichen Varietäten (aus Ceylon) dienen als *Edelstein.* Gesteinsbildend [g. G.]: als Gemengteil metamorphisch veränderter Schiefergesteine (z. B. Cordieritglimmerfels).

130. Beryll, rhombisch, H. 7,5—8, spez. Gew. 2,7. Berylliumaluminiumsilikat, $Be_3Al_2(SiO_3)_6$. — Varietäten:
 a) Smaragd, durchsichtig, schön grün gefärbt durch etwas Chrom. *Wertvoller Edelstein.*
 b) Aquamarin, blaſs bläulich grün (*Edelstein*).

Feldspatgruppe.

131. Feldspat. Dieses Mineral bildet den wesentlichsten Gemengteil der krystallinischen Felsarten, sowohl der Schiefer- als auch der Massengesteine, insofern es nicht nur in den meisten derselben reichlich vorkommt [g. G.], sondern auch je nach seiner Varietät die Zuweisung des betreffenden Gesteins zu einer bestimmten Gruppe in erster Linie wesentlich bestimmt. Alle Feldspate enthalten Thonerde und Kieselsäure, und die einzelnen Glieder der Gruppe entweder Kali, Natron oder Kalk. Eisen und Magnesia fehlen in den Feldspaten gänzlich.
 a) Monokliner Feldspat: Orthoklās oder Kalifeldspat, monoklin, H. 6, spez. Gew. 2,53—2,58. Kaliumaluminiumsilikat, $K_2Al_2(Si_3O_8)_2$, bisweilen farblos, wasserhell, meist gefärbt: gelblichweiſs, rötlichweiſs bis fleisch- und ziegelrot (Fig. 181). — Varietäten:
 α) Adular oder Eisfeldspat, farblos, durchsichtig, stark glänzend. *Halbedelstein*; zeigt, wenn mugelig geschliffen

(s. u. S. 182), nicht selten im Inneren einen wogenden bläulichen oder rötlichen Lichtschein: Mondstein, Sonnenstein.

β) Gemeiner Feldspat oder Pegmatolit, durchscheinend bis undurchsichtig, weißgrau oder rötlich, weniger glänzend.

γ) Sanidin oder glasiger Feldspat, durchsichtig und durchscheinend; mit wechselndem Na-Gehalt, graulichweiſs bis grau, stark glasglänzend.

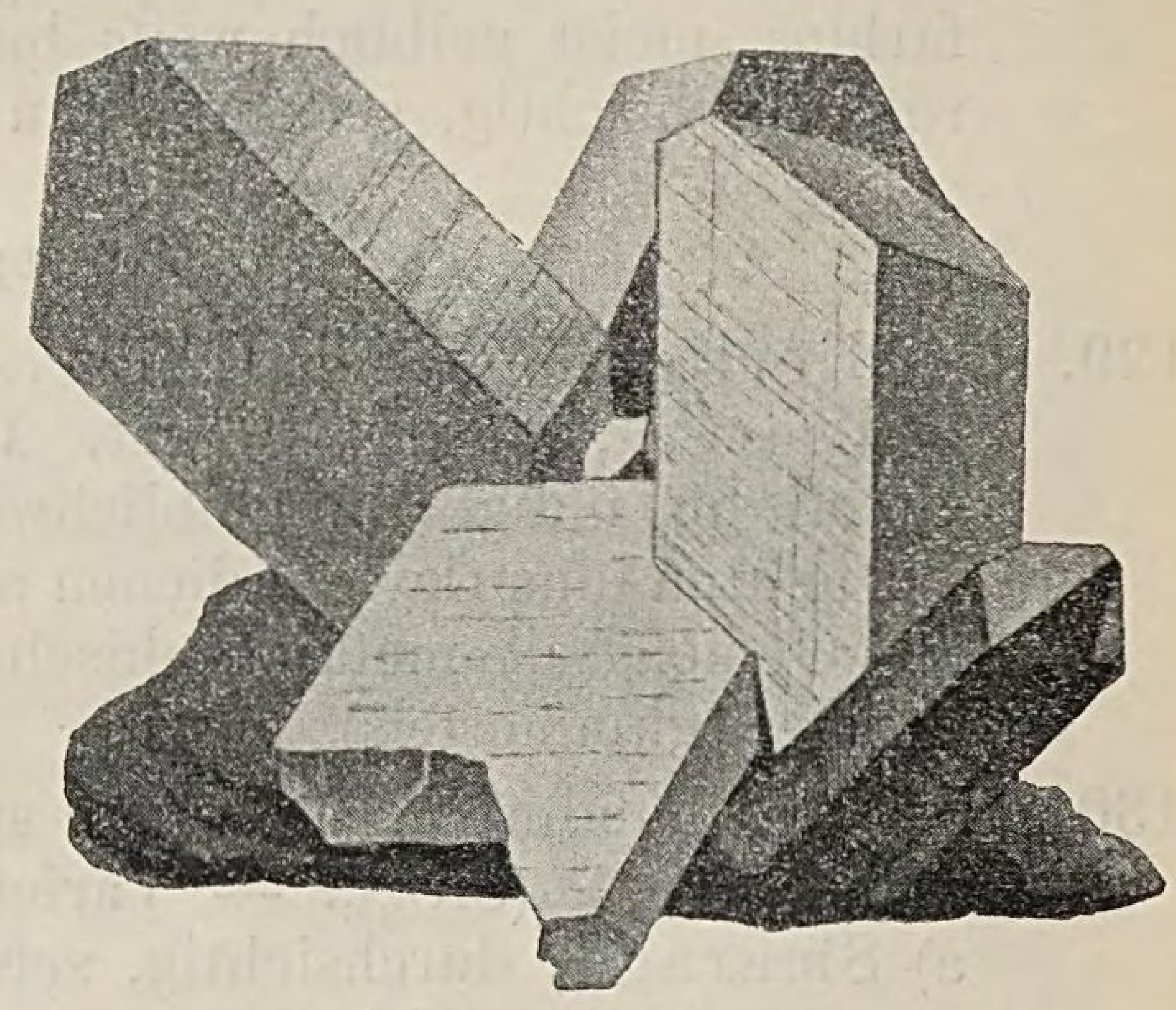
b) Trikline Feldspate oder Plagioklase, triklin. H. und spez. Gew. wie bei (a).

α) Mikroklin, H. 6, spez. Gew. 2,54. Kaliumaluminiumsilikat, $K_2Al_2(Si_3O_8)_2$, dimorph mit Orthoklas.

β) Albit oder Natronfeldspat, H. 6 bis 6,5, spez. Gew. 2,6. Natriumaluminiumsilikat, $Na_2Al_2(Si_3O_8)_2$.

γ) Anorthit oder Kalkfeldspat, H. 6, spez. Gew. 2,7. Calciumaluminiumsilikat, $CaAl_2Si_2O_8$.

δ) Kalknatronfeldspat, H. 6, spez. Gew. 2,6—2,7. Gemische von Albit und Anorthit. — Untervarietäten: Oligoklās, Andesin, Labradorit. Letzterer oft bunt (rötlich, bläulich, grünlich) gefärbt, zeigt auf Bruch- und Schliffflächen nicht selten einen schönen Farbenschiller und wird deshalb als *Halbedelstein* benutzt.


Fig. 181. Orthoklas mit Rauchquarz.

Leucitgruppe.

132. Leucit, regulär bei höherer Temperatur, nach dem Abkühlen rhombisch, H. 5,5—6, spez. Gew. 2,45—2,50. Kaliumaluminiumsilikat, $K_2Al_2(SiO_3)_4$, halbdurchsichtig bis kantendurchscheinend, graulichweiſs bis aschgrau, auch gelblich- und rötlichweiſs, glasglänzend. Gesteinsbildend [g. G.] als Gemengteil gewisser Eruptivgesteine, z. B. Basalt.

133. Nephelin und Eläolith, hexagonal, H. 5,5—5,6, spez. Gew. 2,58 bis 2,64. Kaliumnatriumaluminiumsilikat, $(KNa)_2Al_2(SiO_4)_2$, teils krystallinisch farblos, weiſs und grau, stark durchscheinend (Nephelin), teils mikrokrystallinisch, trüb rot und grün (Eläolith). Gesteinsbildend [g. G.] als Gemengteil gewisser Eruptivgesteine.

134. Hauyn, regulär, H. 5—5,5, spez. Gew. 2,4—2,5. Natriumcalciumaluminiumsilikat mit Natriumsulfat. Gesteinsbildend [g. G.] als Gemengteil einiger Eruptivgesteine, z. B. Phonolith.

135. Lasurstein, Lapis Lazuli, regulär, H. 6,5, spez. Gew. 2,4. Aluminiumnatriumsilikat, welches als wesentliche Bestandteile noch etwas Natriumsulfat und Schwefelnatrium enthält. Verwendung wegen seiner schön blauen Farbe als *Edelstein* zu Geschmeiden und Ornamenten; diente ehemals zur Bereitung des Ultramarins, welches jetzt in grofsem Mafse künstlich dargestellt wird.

Glimmergruppe.

136. Glimmer, Aluminiumsilikate mit K oder Na, Mg und auch Fe; in einigen findet sich neben K und Na auch Li. Alle Glimmer sind monoklin und besitzen eine ausgezeichnete Spaltbarkeit parallel der Basis, infolgedessen sie sich in ungemein feine, elastisch biegsame Blättchen zerteilen lassen. Diese, von fast vollkommener Durchsichtigkeit werden vielfach statt des Glases verwendet, vor welchem sie den Vorzug geringer Zerbrechlichkeit und mangelnder Sprödigkeit beim Erhitzen und Abkühlen besitzen, z. B. zu Lampencylindern, Lichtrosetten, Vorsatzscheiben vor Ofenfeuer, Fensterscheiben in Maschinenwerkstätten, Schutzbrillen für Arbeiter in Eisen, Glas, Stein. Hierzu eignet sich besonders der indische Kaliglimmer, welcher sehr rein ist. Die verschiedenen Glimmerarten sind sehr verbreitet als Gemengteile zahreicher krystallinischer (Schiefer- und Massen-) Gesteine, denen sie mitunter ein weithin glänzend schimmerndes Ansehen verleihen.

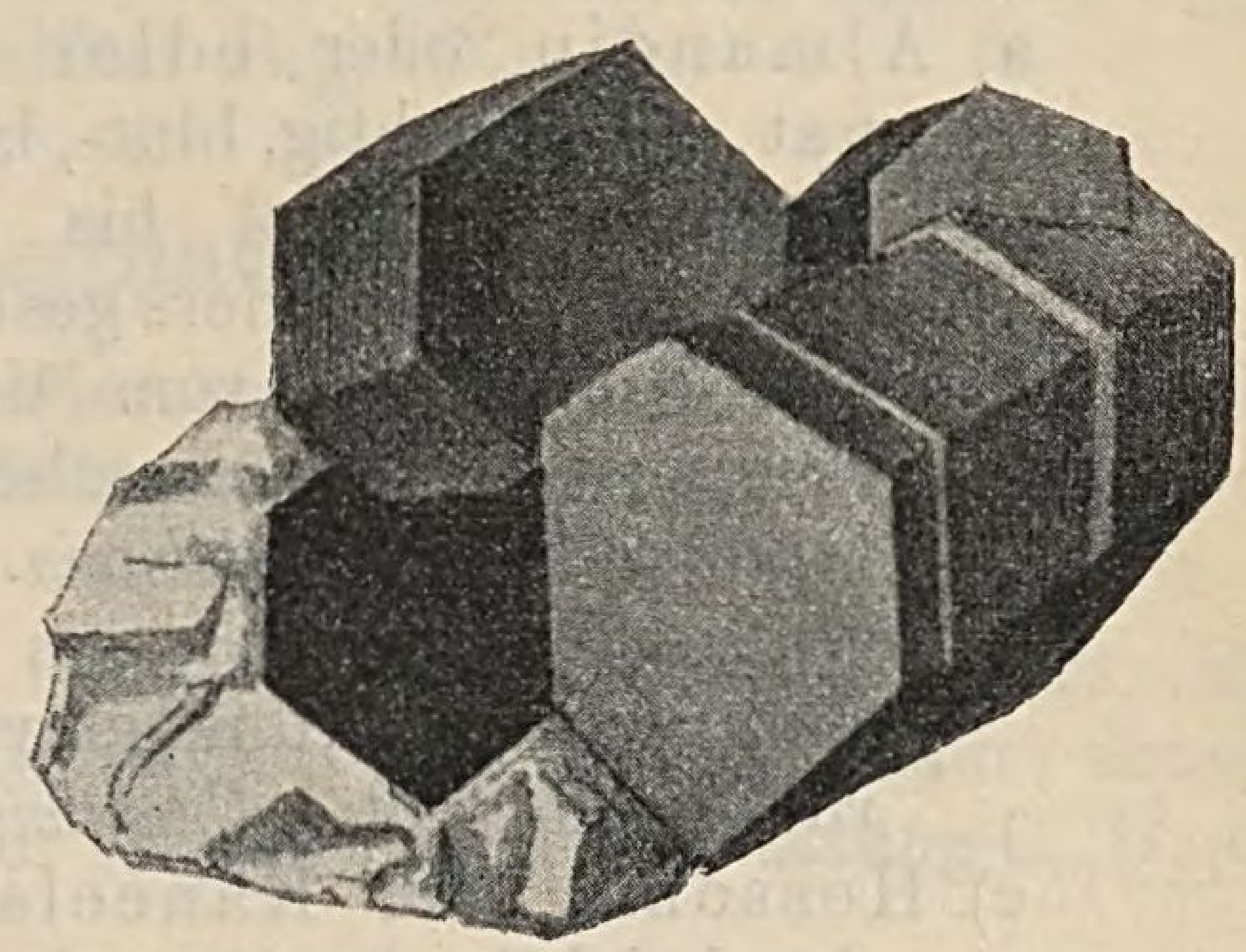


Fig. 182. Schwarzer Magnesiaglimmer.

a) Muscovit oder Kaliglimmer, monoklin, H. 2—3, spez. Gew. 2,76 bis 3,1. Silikate von der allgemeinen Formel $R^I_2Al_2(SiO_4)_2$ mit $R^{II}Al_2(SiO_4)_2$, wo $R^I = K$ mit etwas Na und H, $R^{II} = Mg$, Mn, Fe sein kann, farblos, oft weifs in verschiedenen Nüancen: gelblich-, grünlich-, rötlichweifs, metallartigen Perlmutterglanz zeigend. Gesteinsbildend [g. G.].

b) Paragonit oder Natronglimmer, monoklin, H. 2,5, spez. Gew. 2—2,5. Zusammensetzung der des vorigen analog: $R^I = Na$. Gelblich- und graulich weifs, schwach glänzend in Perlmutterglanz. Gesteinsbildend [g. G.].

c) Lepidolith und Lithionit oder Lithionglimmer, monoklin, H. 2,5, spez. Gew. 2,5. Schwankende Zusammensetzung; hoher Gehalt an Li neben K und etwas Na. Gesteinsbildend [g. G.].

d) **Biotit** oder **Magnesiaglimmer**, monoklin, H. 2,5—3, spez. Gew. 2,8—3,2. Mischung von $R^{I}_4SiO_4$, $R^{II}_2SiO_4$ und $R^{III}_2(SiO_4)_3$, wo R^{I} = K, Na, H, R^{II} = Fe, Mg und R^{III} = Al, Fe bedeutet. Dunkelgrün, braun bis schwarz von starkem, metallartigem Perlmutterglanz. Gesteinsbildend [g. G.].

Granatgruppe.

137. **Granat**, regulär, H. 6,5—7,5, spez. Gew. 3,4—4,3, gemischte Silikate von der allgemeinen Formel $R^{II}_3Al_2(SiO_4)_3$ (**Thonerdegranat**), $R^{II}_3Fe_2(SiO_4)_3$ (**Eisengranat**) oder $R^{II}Cr_2(SiO_4)_3$ (**Chromgranat**), wo R^{II} sein kann: Ca, Mg, Fe oder Mn. Gesteinsbildend [g. G.] sehr allgemein verbreitet als (unwesentlicher) Gemengteil vieler älteren Felsarten. — Varietäten:

a) **Almandin** oder **edler Granat**, durchsichtig, blut-, kirsch- oder bräunlichrot bis braun (Fig. 183). Besonders geschätzt als: **Kaprubin** vom tiefsten Rubinrot bis zum schönsten Dunkelviolett. *Edelstein*.

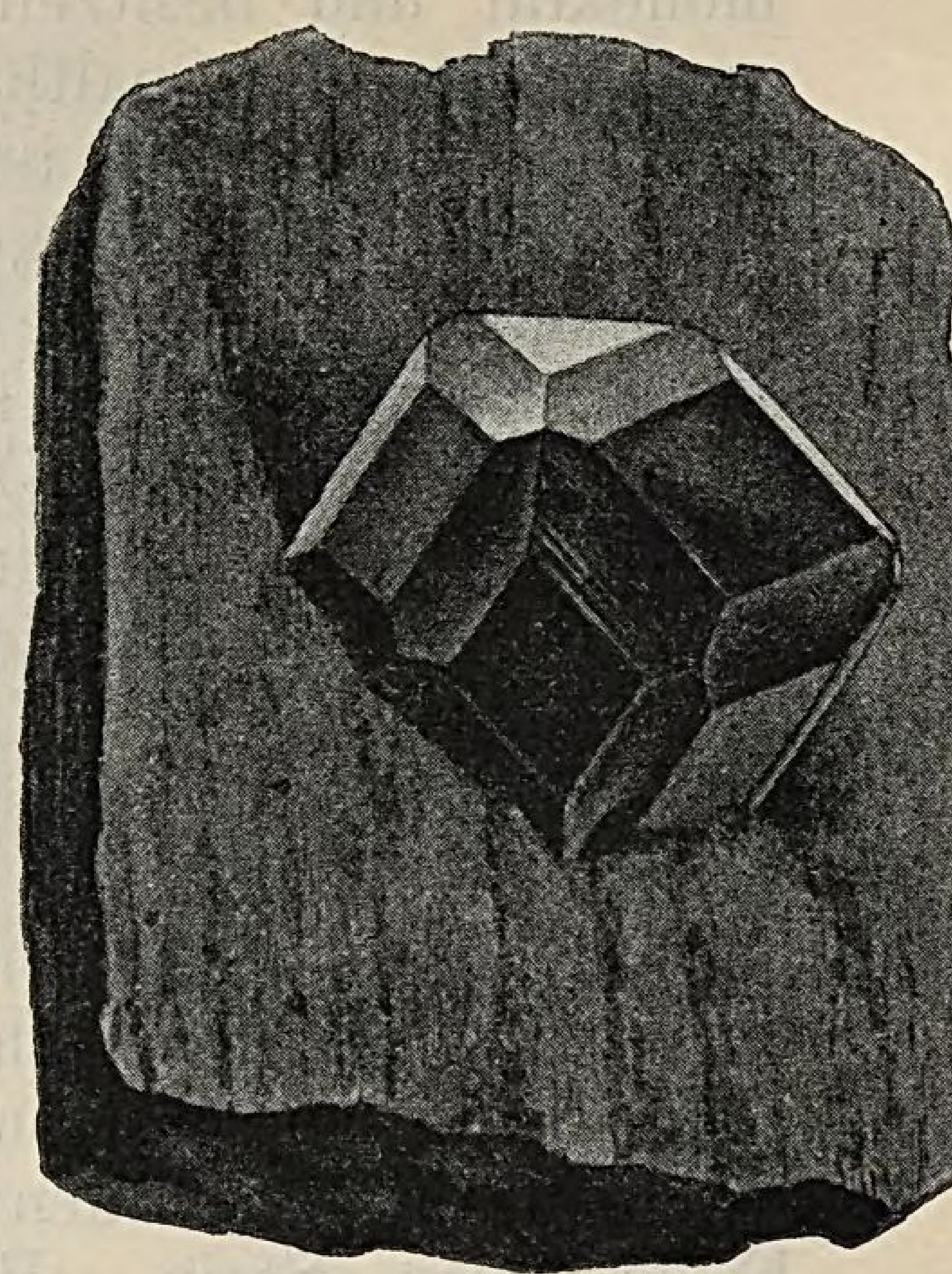


Fig. 183. Granat, natürl. Krystall (Almandin).

b) **Pyrop**, durchsichtig bis stark durchscheinend, dunkelhyazintrot bis blutrot. *Edelstein*.

c) **Hessonit** oder **Kaneelstein**, durchsichtig, honig- und pomeranzengelb bis hyazinthrot. *Edelstein*.

d) **Weifser Granat**, fast ungefärbt, oft schön krystallisiert.

e) **Gemeiner Granat**, durchscheinend, grün, gelb, braun.

f) **Grossular**, durchscheinend, grünlich- und gelblichweifs, grünlich-grau bis olivengrün.

g) **Melanit**, schwarz.

Turmalingruppe.

138. **Turmalin** oder **Schörl**, rhombisch, H. 7—7,5, spez. Gew. 2,9—3,2. Borosilikat von sehr schwankender Zusammensetzung mit K, Na, Si, Mg, Fe, Mn, Ca und Al. Die grünen und blauen Varietäten sind *Edelsteine*.

Thongruppe.

139. **Kaolin** oder **Porzellanthon**, kryptokrystallinisch, H. 1, spez. Gew. 2,2. Aluminiumsilikat, $Al_2Si_2O_7 + 2H_2O$, oder besser $H_4Al_2Si_2O_9$. Zersetzungs- (Verwitterungs-)produkt des Feldspats und feldspathaltiger Gesteine (Granit, Porphyr). Gesteinsbildend [e. G.] und

[g. G.], bildet im reinen Zustande (frei von Fe_2O_3 oder $Fe(OH)_3$), höchstens mit Quarzsand gemischt, die Porzellanerde, mehr oder weniger stark durch $CaCO_3$, $Mg(OH_2)$, $Fe(OH)_3$, $Mn(OH)_3$ und Detritus anderer Mineralien den Töpferthon und Lehm (s. Gesteine S. 190 u. 192).

Silikate von Schwermetallen.

140. Galmei oder Kieselzinkerz, regulär, H. 5, spez. Gew. 3,4—3,5. Zinksilikat, $Zn_2SiO_4 + H_2O$. Wichtiges Zinkerz zur Darstellung des Metalls.

141. Kieselmalachit, Kieselkupfer oder Kupfergrün, kryptokrystallinisch, H. 2—3, spez. Gew. 2—2,3. Cuprisilikat, $CuSiO_3 + 2H_2O$.

142. Kieselwismut oder Wismutblende, regulär, H. 4,5—5, spez. Gew. 6,1, neutrales Wismutsilikat $Bi_4(SiO_4)_3$.

Organische Verbindungen.

Hervorgegangen durch parzielle Zersetzung organischer Stoffe, mehr oder weniger reich an Kohlenstoff, verbrennlich unter Zurücklassung von mehr oder weniger Asche.

143. Bernstein, H. 2—2,5, spez. Gew. 1—1,1. Fossiles Harz, abstammend von urweltlichen Coniferen, durchsichtig oder durchscheinend, honiggelb bis rot oder braun; Zusammensetzung $C_{10}H_{16}O$. *Halbedelstein.*

144. Anthracit oder Kohlenblende, amorph, H. 2—2,5, spez. Gew. 1,4—1,7. Zusammensetzung: 90—96 % C, wenig O und H mit Spuren von N und geringe Beimengungen von SiO_2, Al_2O_3 und Fe_2O_3.

145. Steinkohle, H. 2—2,5, spez. Gew. 1,2—1,5. Zusammensetzung: 70 bis 96 % C, 0,5—5,5 % H. und 3—20 % O mit 1 bis 30 % mineralischen Beimengungen.

146. Bogheadkohle oder Bituminit, spez. Gew. 1,3. Zusammensetzung: 60—65 % C, 9 % H und 4—5 % O mit 18—24 % mineralischen Beimengungen.

147. Braunkohle, spez. Gew. 1,2—1,4, Zusammensetzung: 55—70 % C, 3—6 % H und 14—26 % O, meist reich an mineralischen Beimengungen.

148. Torf, lockeres oder zusammengepreſstes, filziges Gewebe von in Zersetzung begriffenen Pflanzenteilen, deren Form meist noch deutlich erhalten ist; enthält 50—55 % C.

149. Asphalt, Erdpech oder Bitumen, halbflüssig bis fest, H. 2, spez. Gew. 1,1—1,2, aus C, H und O bestehend.

150. Erdwachs oder Ozokerit, weich, geschmeidig, aus C und H bestehend.

151. Petroleum oder Erdöl, flüssig aus C und H bestehend.

Edelsteine.

Das Mineralreich liefert zahlreiche Spezies und Varietäten, die von jeher wegen ihrer Schönheit als Edelsteine geschätzt worden sind und nicht selten sehr hoch bewertet werden. Dieser Wert liegt bei ihnen niemals in der Substanz, welche im Gegenteil aus den wertlosesten Materialien (Kohlenstoff, Kieselerde, Magnesia, Thonerde, Beryllerde, bei einigen unter Beimengung von etwas Schwermetalloxyden wie Kupfer-, Chrom-, Nickel-, Manganoxyd etc.) besteht, sondern wird nur nach ihren äufseren oder physikalischen Eigenschaften geschätzt: Glanz, Farbe, Durchsichtigkeit, Strahlenbrechungs- und Farbenzerstreuungsvermögen, oder bei undurchsichtigen: schöne Färbung durch die Masse, Politurfähigkeit, Farbenschiller an der polierten Oberfläche etc. Dazu kommt bei allen noch die gröfsere Härte, welche als wesentliches Schutzmittel jener äufseren Eigenschaften dient. Die Edelsteine gehören zu den härtesten Körpern, welche existieren. Nach Zertrümmerung der Gestalt ist der Wert eines Edelsteines dahin.

Zusammenstellung.

Durchsichtige Edelsteine.	Nicht durchsichtige Edelsteine.
Diamant (1)	Edler Opal (21 a)
Rubin (22 b)	Feueropal (21 b)
Saphir (22 a)	Türkis (99)
Smaragd (130 a)	Lasurstein (135)
Aquamarin (130 b)	Avanturin (20 g)
Spinell (106)	Chalcedon (20 o)
Chrysoberyll (107)	Onyx (20 o)
Chrysolith (117 a)	Sardonyx (20 o)
Topas (128)	Karneol (20 o)
Almandin (137 a)	Heliotrop (20 o)
Pyrop (137 b)	Plasma (20 o)
Hessonit (137 c)	Chysopras (20 o)
Hyazinth (23)	Achat (20 p)
Bergkrystall (20 a)	Moosachat (20 q)
Amethyst (20 e)	Katzenauge (20 h)
Citrin (20 d)	Tiegerauge (20 i)
Turmalin (138)	Jaspis (20 l)
Adular (131 a)	Malachit (96)
	Labradorit (131 b)

Edelsteinschliffe. Um die wertvollen Eigenschaften der Edelsteine in möglichst vorteilhafter Weise hervortreten zu lassen, werden dieselben einem Schliffe unterworfen, der für die durchsichtigen Spezies auf anderen Prinzipien basiert, als für die nicht durchsichtigen. Denn während es bei jenen darauf ankommt, die Klarheit und Reinheit des Steines („Wasser") und die Pracht des Farbenspiels („Feuer") in das möglichst günstige Licht zu stellen, soll bei diesen hauptsächlich der Glanz und die Schönheit der Oberflächenfarben zur Geltung gelangen. Diesen verschiedenen Zwecken entsprechend haben sich verschiedene Schliffformen entwickelt, von denen hier einige der gebräuchlichsten aufgeführt werden sollen:

1. Der Brillant (Fig. 184) besteht aus dem Oberteil: Krone oder Pavillon, dem Unterteil: Cülasse und der Einfassung: Rundiste, welche beide Teile von einander trennt. Die letzte hat in der Regel die Form eines an den Ecken abgerundeten Quadrats (Fig. 185 und 186), erhält aber auch je nach der Form des rohen Steines andere Formen, z. B. die einer Ellipse, eines Eies etc. Die Dicke der Krone beträgt $^1/_3$, die der Cülasse $^2/_3$ von der Höhe des ganzen Steines. Die glatte

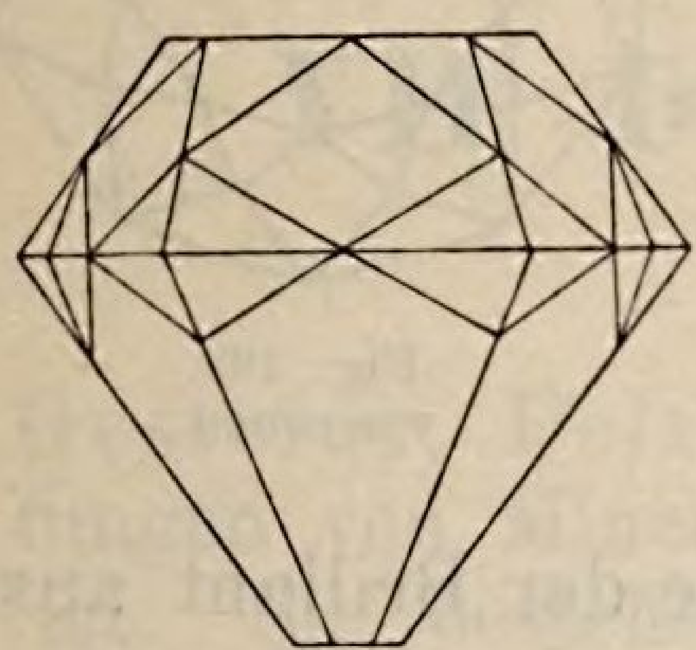


Fig. 184.
Brillant von der Seite

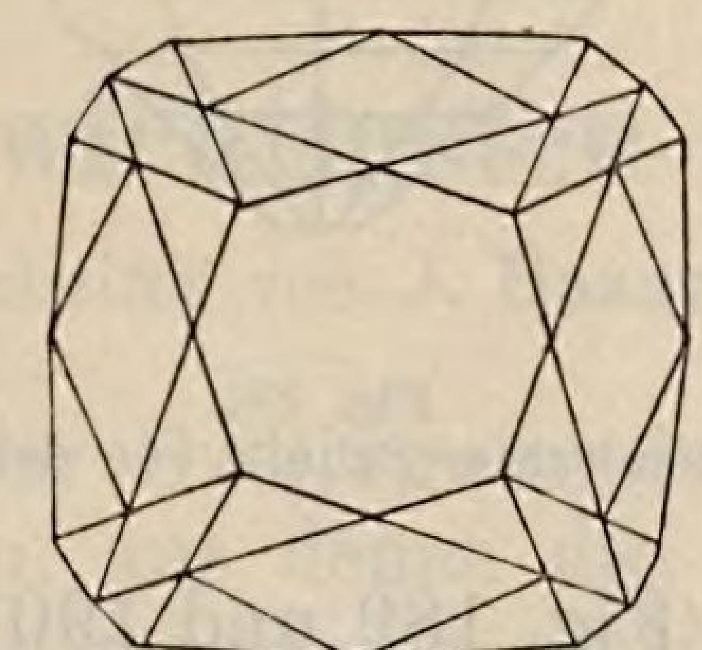


Fig. 185.
von oben

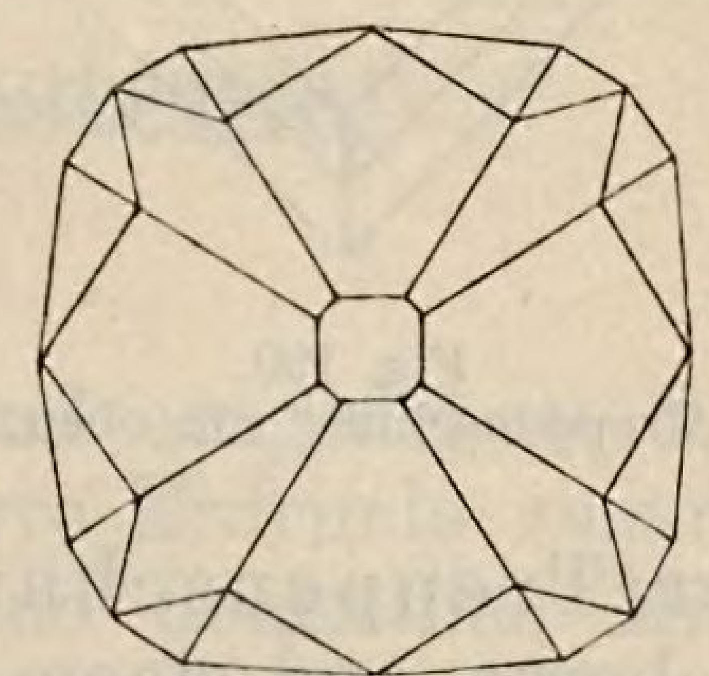


Fig. 186.
von unten.

oberste Fläche der Krone heifst Tafel, ihr Durchmesser ist = $^5/_9$ vom gröfsten Durchmesser der Rundiste; die Unterfläche der Cülasse heifst Calette, ihr Durchmesser = $^1/_5$ von dem der Tafel. Die seitlich nach der Fläche angeschliffenen Flächen heifsen Facetten. Je nach der Gröfse des Steins erhält die Krone ein, zwei, auch wohl drei Reihen Facetten (wie in Fig. 185 und 186). Die der obersten Reihe, welche an die Tafel grenzen, heifsen Sternfacetten, die an die Rundiste stofsenden Querfacetten. Die Anordnung dieser Flächen ist so getroffen, dafs die Krone möglichst viel Lichtstrahlen nach

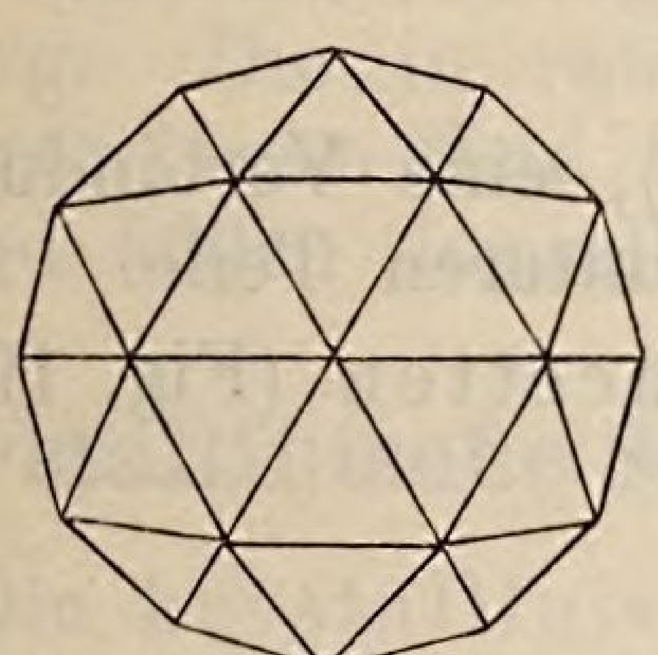


Fig. 187.
Rosette von oben

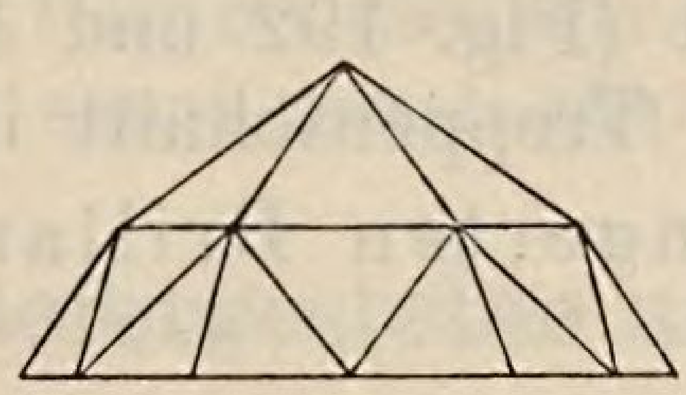


Fig. 188.
von der Seite.

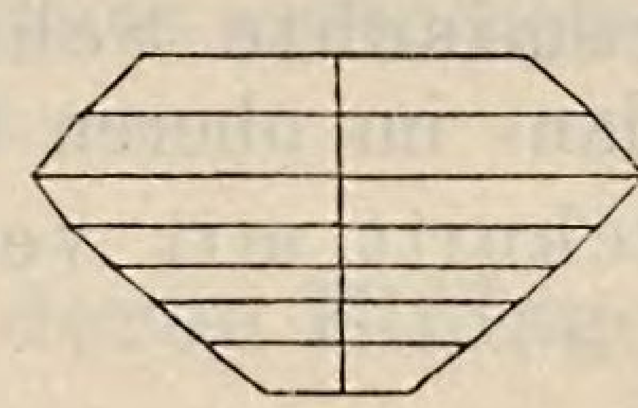


Fig. 189.
Treppenschnitt von der Seite.

innen bricht, welche dann von den Facetten, der Cülasse und der Calette wieder zurückgeworfen und beim Austritt nochmals gebrochen werden. Deshalb begünstigt der Brillantschliff die Farbenzerstreuung der Lichtstrahlen ganz besonders und erhöht das Feuer des Steines in möglichst hohem Grade. Sie wird nur bei durchsichtigen, besonders hellen Steinen angewendet und ist die Hauptschliffform des Diamants. Die Fassung erfolgt an der Rundiste, frei oder *à jour*.

2. Die Rosette (Fig. 187 und 188) ist nach unten von einer ebenen Fläche begrenzt, auf welcher sich eine aus zwei übereinander stehen-

den Reihen von Facetten gebildete Pyramide erhebt. Fassung am Rande der unteren Fläche, so daſs die Spitze nach auſsen ragt. Ebenfalls für durchsichtige Steine.

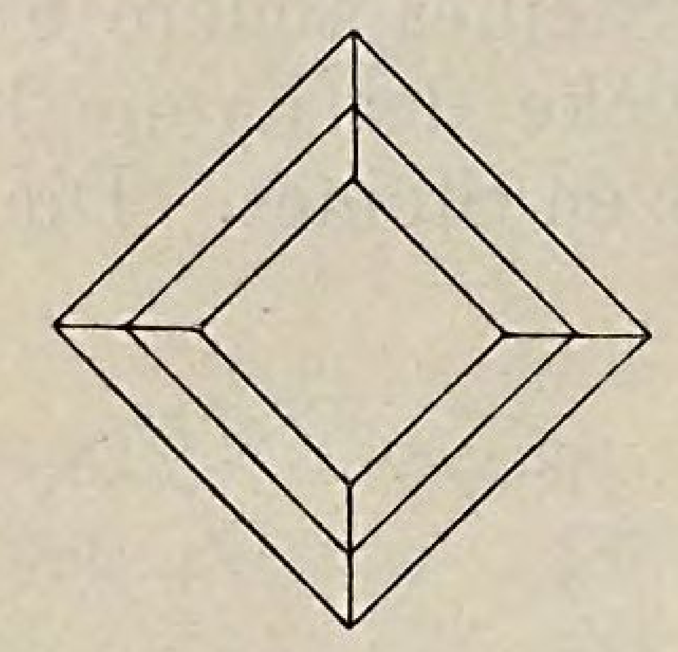


Fig. 190.
Treppenschnitt von oben.

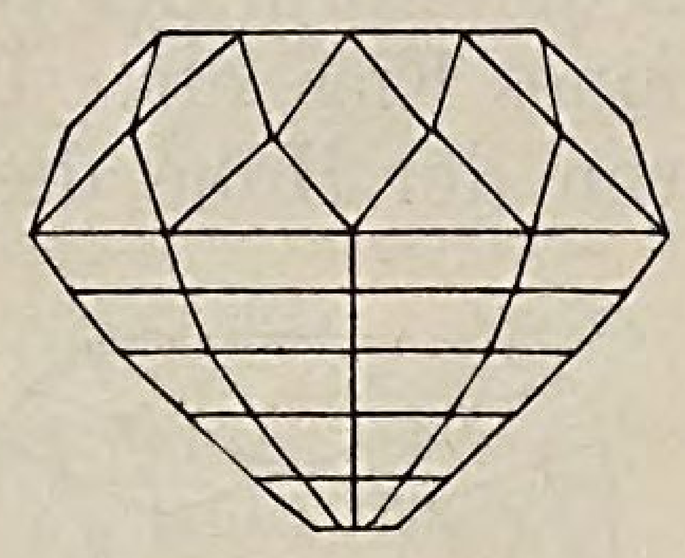


Fig. 191.
Gemischter Schnitt von der Seite

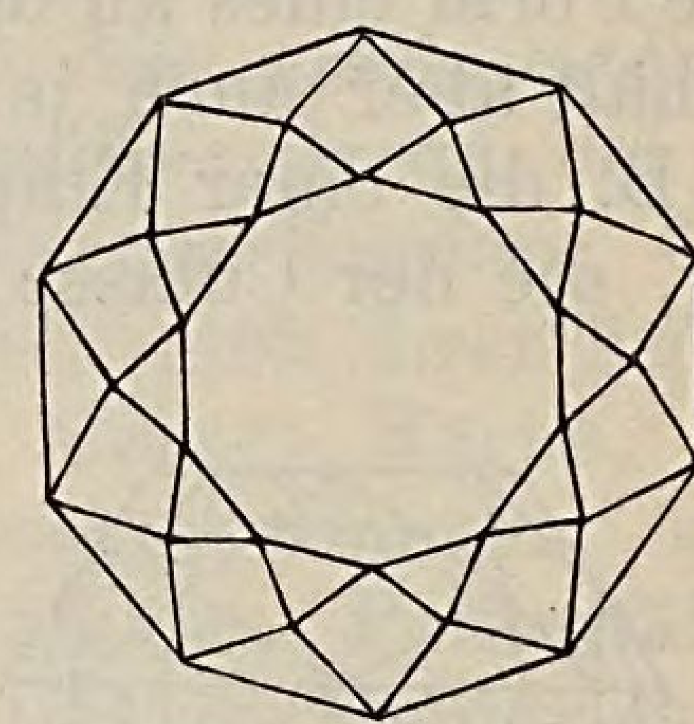


Fig. 192.
von oben.

3. Der Treppenschnitt (Fig. 189 und 190), wie der Brillant aus einem oberen und einem unteren Teile bestehend, an den Seiten von langen schmalen Flächen begrenzt, die sich nach der Tafel und der Cülasse hin in immer stärker werdender Neigung abstumpfen.

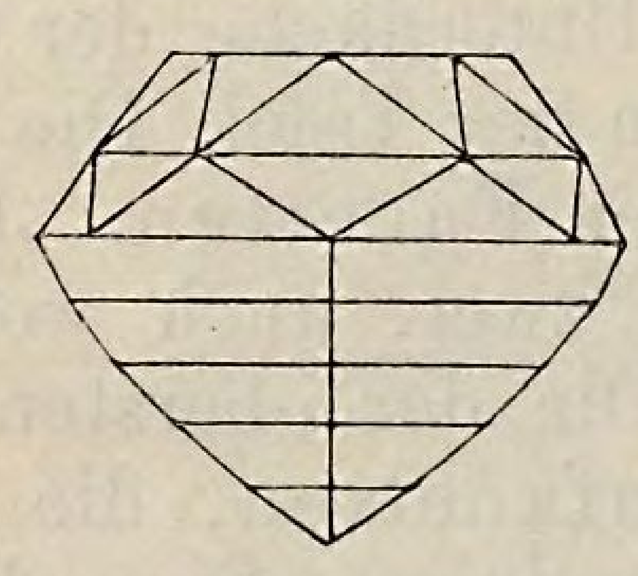


Fig. 193.
Schnitt mit verlängerten Brillantfacetten von der Seite.

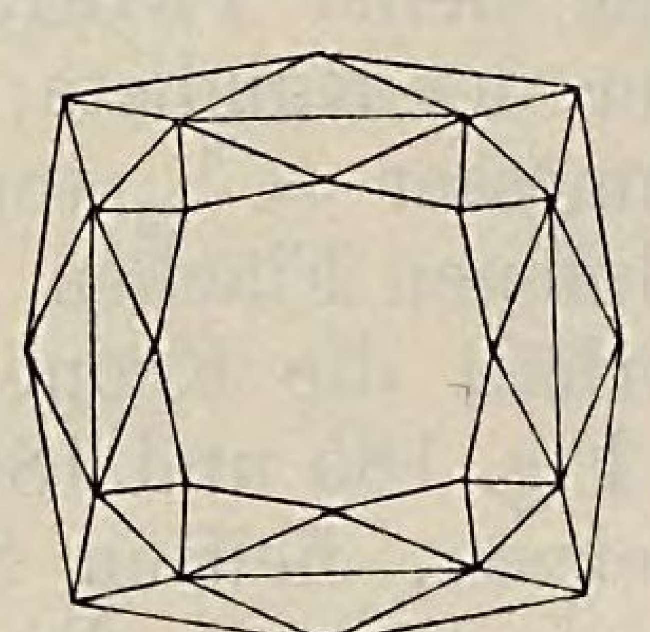


Fig. 194.
von oben

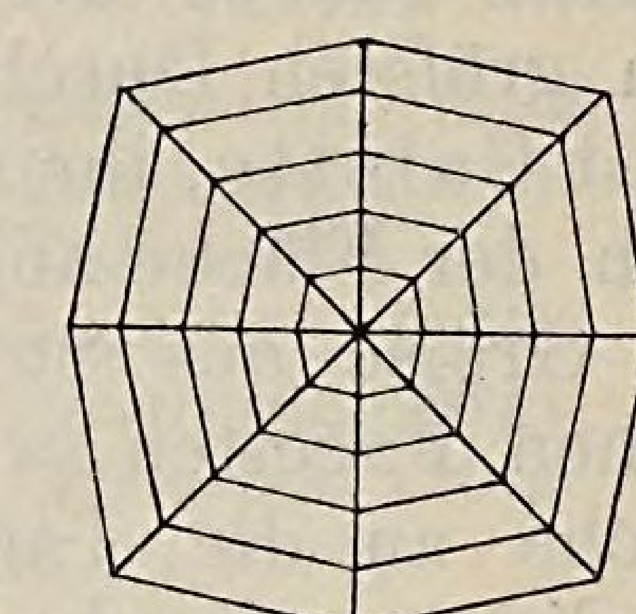


Fig. 195.
von unten.

4. Der gemischte Schnitt (Fig. 192 und 193), eine Verbindung von Brillant im oberen und Treppenschnitt im unteren Teile.
5. Der Schnitt mit verlängerten Brillantfacetten (Fig. 193, 194

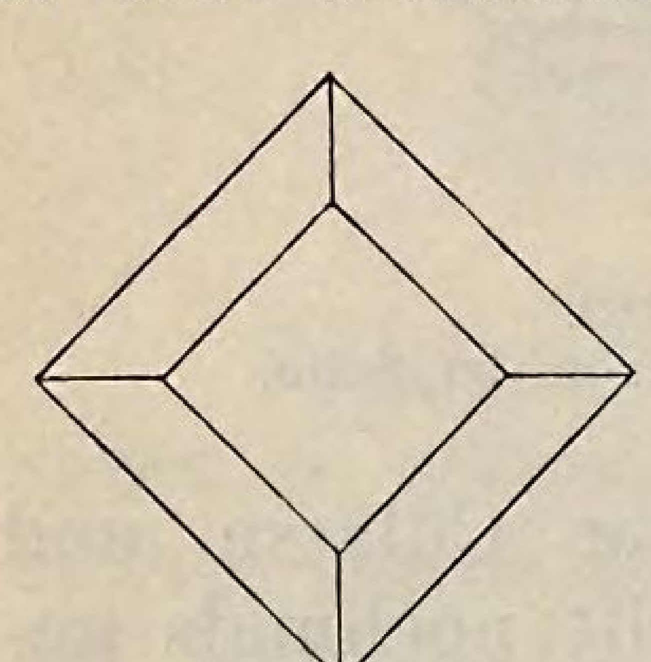


Fig. 196.
Tafelstein.

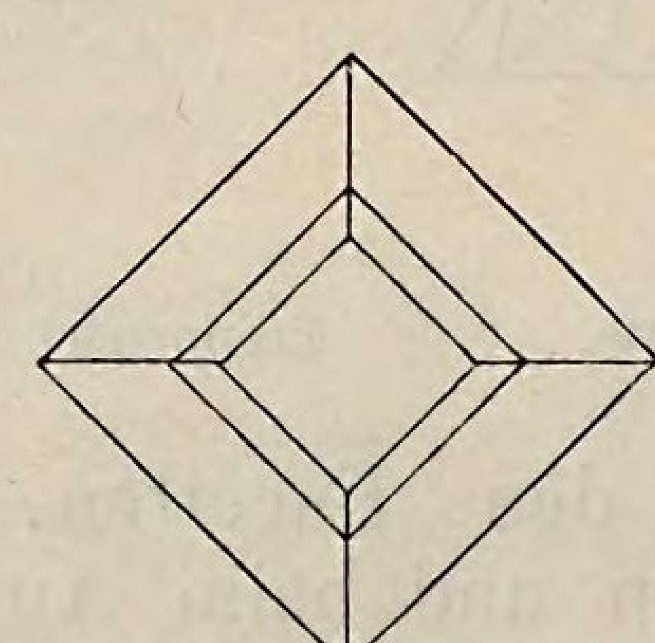


Fig. 197.
Tafelstein.

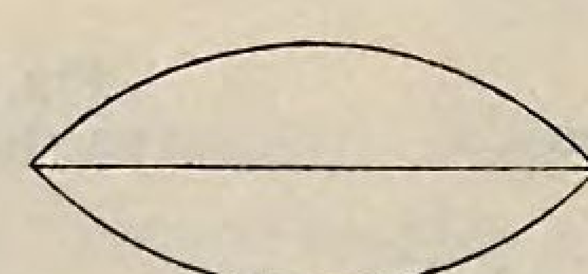


Fig. 198.
Mugliger Schnitt, doppelt.



Fig. 199.
Mugliger Schnitt mit Facetten.

und 195), wie der vorige aus Brillant und Treppenschnitt zusammengesetzt; die Facetten der Krone sehr verlängert.
6. Der Tafelstein (Fig. 196 und 197), niedrig, flach, von parallelen Ebenen eingefaſst, mit wenig schmalen Facetten.

7. Der muglige oder muschlige Schnitt (Fig. 198 und 199) von gerundeten (konvexen) Flächen begrenzt, entweder nur nach oben (oder unten) oder nach beiden Seiten; am Rande wohl auch facettiert.

VII. Die wichtigsten Gesteine.

Bearbeitet von **J. Hazard.**

65. Gesteine, Felse oder Gebirgsarten sind ausgedehnte Anhäufungen von Mineralien, aus denen die starre Erdrinde zusammengesetzt ist. Sie bestehen entweder aus einem und demselben Minerale (einfache Gesteine) oder sind Aggregate verschiedener Mineralien (gemengte Gesteine). Diese vielfach angewendete Einteilung wird hier durch eine genetische ersetzt werden.

In der folgenden Zusammenstellung sind diejenigen Mineralien verzeichnet, aus denen die betreffenden Gesteine zusammengesetzt sind. Die zwischen — Strichen — (in I) oder innerhalb derselben Spalte (in II) angeführten Mineralien sind solche, welche gemeinsam oder sich gegenseitig verdrängend und vertretend als wesentliche Bestandteile des betreffenden Gesteins an der Zusammensetzung desselben teilnehmen. Die zwischen eckiger Parenthese [] aufgeführten Mineralien sind zwar auch stets in dem betr. Gesteine vorhanden, sind jedoch für die Zusammensetzung und Benennung desselben nicht von ausschlaggebender Bedeutung. Die in runde Parenthese () geklammerten Mineralien sind nur in gewissen Modifikationen des betr. Gesteins wesentliche Gemengteile und fehlen demselben sonst meist gänzlich.

I. Krystallinische Schiefergesteine und deren Einlagerungen.

Die krystallinischen Schiefergesteine sind diejenigen Gesteine, deren Gemengteile krystallinisch ausgebildet und in parallelen Lagen angeordnet (geschichtet) sind. Sie bilden den ältesten uns bekannten Schichtenkomplex der Erdrinde, die sogenannte archäische Formation, welche, da sie keinerlei Versteinerungen führt, auch die „azoische Formation" genannt worden ist. Für ihre Entstehungsweise ist bis jetzt noch keine genügende Erklärung gefunden. Ihrem Alter nach lassen sich die krystallinischen Schiefergesteine in die Urgneifs-Formation, als die ältere, und die Urschiefer-Formation, als die jüngere, gliedern, in welcher letzteren die Krystallinität, bez. Korngröfse allmählich abnimmt.

Charakteristisch für die archäische Formation ist das Auftreten von chemisch abweichenden, häufig ungeschichteten Gesteinspartien, welche in Form von mehr oder weniger plumpen Linsen von Faustgröfse bis (selten

1 km Länge und entsprechender Mächtigkeit dem allgemeinen Schichtengefüge regelmäfsig eingeschaltet sind („Einlagerungen“).

In den oberen, also jüngeren Schichten der krystallinischen Schiefer stellen sich Partikel ein, welche durch Form und Zusammensetzung sich immer deutlicher als Reste älterer, bereits zerstörter Gesteine erweisen (klastische Elemente). In diesen jüngeren Gliedern der archäischen Formationsgruppe werden auch Spuren tierischen und pflanzlichen Lebens allmählich nachweisbar, und so entstehen Gebirgsglieder, welche den Übergang zu den aus klastischen Elementen bestehenden „Absatzgesteinen“ (s. u. Nr. 37b, 39e, 40b, 43) bilden.

Schiefergesteine.

1. Gneifs: Quarz — Orthoklas [Albit, Oligoklas] — Biotit, Muscovit [Granat, Hornblende, Cordierit] —.

Die Gneifse bilden ganze Gebirgszüge, so (als Biotitgneifse = graue Gneifse und Muscovitgneifse = rote Gneifse) die Hauptmasse des sächsischen Erzgebirges, wo sie in der Umgebung von Freiberg, Marienberg und Annaberg zahlreiche, seit mehreren Jahrhunderten den Gegenstand eines blühenden, jetzt leider stark im Rückgange begriffenen Bergbaues bildende Erzgänge und Erzlager (Einlagerungen s. u.) beherbergen. Ferner im Fichtelgebirge (Münchberg), im bayrisch-böhmischen Waldgebirge, Riesengebirge, in den Alpen (Centralmasse des Montblancs, Gotthards und Finsteraarhorns, Walliser Alpen, Ötzthaler Ferner etc. — Die dünnbankigen, regelmäfsigen Varietäten werden zu Platten gebrochen (Plattengneifs).

2. Granulit: Quarz — Orthoklas [Mikroklin, Albit, Oligoklas] — [Granat, Cyanit, Biotit, Hypersthen] —.

In besonderer Ausdehnung kommt der Granulit in Sachsen (sächsisches Mittelgebirge oder Granulitgebirge, Waldheim, Penig, Rofswein), aufserdem im ostbayrischen Waldgebirge, in Böhmen und Niederösterreich vor.

3. Glimmerschiefer: Quarz — Muscovit, Biotit — (Granat, Feldspat) —

Der nach der Farbe seines Glimmers silbergraue oder braunschwarze Glimmerschiefer bildet mächtige und ebenso weit verbreitete Schichtenkomplexe wie der Gneifs, auf welchem er unmittelbar aufgelagert ist. Erzgebirge (Fichtelberg, Keilberg), Riesengebirge, Böhmen, Mähren, Alpen.

4. Chloritschiefer: Chlorit — Quarz — Feldspat —.

5. Talkschiefer: Talk — Quarz — Feldspat —.

6. Phyllit oder Urthonschiefer: Quarz — Muscovit — Chlorit — (Feldspat) —.

Hell- bis schwärzlichgrau, grünlichgrau, bläulichschwarz bis bläulichrot gefärbt; in dünne Tafeln spaltbar. Erzgebirge, ostbayrisches Grenzgebirge, Schlesien, Böhmen, Thüringer Wald, Taunus. Vom Phyllit, sowie von den jüngeren, durch matte Bruchflächen sich von ihm unterscheidenden Thonschiefern (s. u. No. 43) finden die homogenen und zugleich eben schiefrigen Modifikationen (Löfsnitz im Erzgebirge, Ardennen, England) als Dachschiefer, und stellenweise (Thüringer Wald) die weicheren und stengelig zerspaltenden Schiefer als Griffelschiefer Verwendung. Durch Kohle schwarz gefärbte werden am Rhein (St. Goarshausen, Rüdesheim), an der Mosel, bei Goslar und Lautenthal im Harz, bei Lehesten, Gräfenthal und Sonnenberg in Thüringen als Tafelschiefer gebrochen.

7. Fruchtschiefer, Hornfels, Chiastolithschiefer, Andalusit- und Cordieritglimmerfels; verschieden stark durch benachbarte Eruptivgesteine in Struktur und Zusammensetzung kontaktmetamorphisch (s. u. bei Massengesteine A. S. 186) veränderte Urthonschiefer.

Einlagerungen.

8. Quarzfels: fast reine Quarzmasse.
9. Hornblendeschiefer oder Amphibolit: Hornblende — Quarz — Granat — Orthoklas — Plagioklas — Biotit —.
10. Serpentinfels: Serpentin — Magneteisen — Überreste der ursprünglichen Mineralien, u. a. Olivin, Hornblende, Augit, Bronzit —.
11. Quarzitschiefer: Quarz — Muscovit [Biotit] —.
12. Kalkstein } Körniger Kalk- und Dolomitspat mit accessorischem
13. Dolomit } Pyroxen, Granat, Graphit und verschiedenen Erzen (Eisenkies, Kupferkies, Arsenkies, Zinkblende, Rotzinkerz, Bleiglanz etc.)
14. Magneteisenstein: Magneteisenerz, häufig mit Granat, Strahlstein und Serpentin vergesellschaftet.
15. Roteisenstein: Roteisenerz (s. Min. Nr. 25).
16. Granatfels } bilden jeder für sich oder gemeinsam Lager von
17. Strahlsteinfels } meist geringer Ausdehnung, welche sich durch
18. Pyroxenfels } Erzführung (Eisenkies, Kupferkies, Arsenkies, Zinkblende, Bleiglanz etc.) auszeichnen.

II. Massengesteine oder Eruptivgesteine.

Die Eruptivgesteine sind in glutflüssigem Zustande aus dem Inneren der Erde hervorgetreten und an der Oberfläche oder nahe derselben mehr oder weniger rasch erstarrt. Die Verfestigung hat mit der Krystallisation der Erze (VI s. Tabelle S. 187) und accessorischen Gemengteile (VII) begonnen; hierauf folgte die Ausscheidung der thonerdefreien Magnesia- und Ferrosilikate der Olivin-, Augit- und Hornblendegruppe (V), sowie der ferro- und magnesiahaltigen Thonerdesilikate der Glimmer-, Augit und Hornblendegruppe (IV), dann diejenige der Thonerde-Alkali-Kalksilikate der Leucitgruppe (III) und Feldspatgruppe (II) und endlich die des Quarzes (I). In der Tabelle auf S. 187 sind also die wesentlichen Gemengteile so geordnet, dafs deren Alter von rechts nach links (von VI nach I) abnimmt. —

Für die allgemeine Einteilung in zwei Hauptgruppen — Orthoklas- und Plagioklasgesteine — ist die Natur des Feldspats mafsgebend, während die Gegenwart oder Abwesenheit von Quarz und das Hinzutreten von weiteren Gesteinskomponenten (Nephelin und Leucit, Bronzit, Hypersthen und Olivin) fünf Gruppen für die spezielle Klassifikation liefern.

Jede dieser fünf Gruppen ist nach dem abnehmenden geologischen Alter in drei Unterabteilungen gebracht: a. plutonische, b. altvulkanische und c. jungvulkanische Gesteine.

A. **Plutonische Gesteine** (in der Tabelle mit a. bezeichnet): Granit, Syenit, Eläolithsyenit, Diorit, Diabas. Sie sind in glutflüssigem Zustande aus dem Erdinneren emporgetrieben worden und ohne die Oberfläche erreicht zu haben, also sehr langsam und unter hohem Druck, in plumpen Massen (als Stöcke) oder in Spalten (als Gänge) erstarrt. Infolge der langsamen Festwerdung haben sich ihre Gemengteile ohne Unterbrechung in normaler Altersfolge vollkommen krystallinisch, also körnig ausgeschieden. Das durchbrochene geschichtete Gestein ist mit abnehmender Intensität oft bis mehrere Kilometer von der Berührungsfläche umgewandelt worden (Kontaktmetamorphose) und zwar so, dafs klastische Elemente krystallin geworden sind (dichter Kalkstein zu Marmor), dafs die Schichtung verloren gegangen ist (Schiefer zu Hornfels), oder dafs die ursprünglichen Gemengteile in vollständig neue übergegangen sind (Thonschiefer zu Andalusitglimmerfels).

B. **Vulkanische Gesteine.** Bei ihnen ist der Schmelzflufs (Lava) durch Spalten bis an die Oberfläche gelangt (Gänge) oder hat sich bei zäher Konsistenz als steiler Berg über den Eruptionskanal erhoben (Quellkuppe) oder in dünnflüssigem Zustande flach ausgebreitet (Decke, bez. Lager, wenn jüngere Gesteine darüber zur Ausbildung gekommen sind). Bei der Eruption frei werdende Dämpfe schleudern gröfsere und kleinere Stücke der flüssigen Masse empor: Bomben, Lapilli, vulkanische Aschen (wenn unter Wasser abgelagert = Tuffe).

Die Verfestigung der eigentlichen Eruptionsmasse erfolgte in zwei Akten: 1. bereits im Eruptionskanal haben sich grobkörnige (porphyrische) Ausscheidungen von Mineralien gebildet, und um diese herum ist 2. im weiteren Verlaufe und am Ende der Eruption die übrige, chemisch mit jenen identische Masse erstarrt. Bei langsamer Abkühlung hat diese Grundmasse eine zweite Mineraliengeneration geliefert; bei rascher ist ein mehr oder minder grofser Teil derselben zu Glas geworden. — Man teilt die vulkanischen Gesteine weiter ein in

1. **Altvulkanische Gesteine** (in der Tabelle mit b. bezeichnet), d. h. solche, die älter sind als die Braunkohlenformation, aber jünger als die archäische Formation, nämlich: Quarzporphyr, quarzfreier Orthoklasporphyr, Eläolithporphyr, Porphyrit, Melaphyr.

2. **Jungvulkanische Gesteine** (in der Tabelle mit c. bezeichnet), d. h. solche, deren Eruption von der Braunkohlenformation bis zur Jetztzeit reicht, nämlich: Liparit, Trachyt, Phonolith, Andesit und Dacit, Basalt.

19. Granit. Farbe je nach der des Feldspats im allgemeinen grau bis fleischrot; grob- bis feinkörnig, durch Ausscheidung von gröfseren Feldspatkrystallen mitunter porphyrisch. Aufserordentlich verbreitet: Lausitz (Valtenberg, Czorneboh, Keulenberg), Riesengebirge, Isergebirge, Erzgebirge (Kirchberg, Eibenstock, Grofser Auersberg), Harz (Brocken, Schnarcher und Hohneklippen, Ramberg, Rofstrappe), Kyffhäuser, Fichtelgebirge (Schneeberg, Ochsenkopf, Kösseine), Böhmer Wald, Thüringer Wald (Brotterode, Ilmenau), Spessart, Odenwald, Schwarzwald, Vogesen, Alpen, (Montblanc, St. Gotthard, Predazzo etc.).

		Gesteinsbezeichnung	Freie Kieselsäure	Thonerde-Alkali-Kalksilikate		Thonerde-Magnesia-Ferrosilikate	Magnesia-Ferrosilikate	Erze
				Feldspatgruppe	Leucitgruppe	Glimmer-, Augit- und Hornblende gruppe		
			I.	II.	III.	IV.	V.	VI.
19.	Orthoklasgesteine.	a. Granit	Quarz	Orthoklas [Mikroklin, Albit, Oligoklas]		Biotit, Muscovit, Lithionit, Hornblende		
20.		b. Quarzporphyr	Quarz	Orthoklas [Oligoklas]		Biotit		
21.		c. Liparit	Quarz	Sanidin [Oligoklas]		Biotit, Hornblende		
22.		a. Syenit		Orthoklas [Oligoklas]		Hornblende Biotit, Augit		
23.		b. Quarzfreier Orthoklasporphyr		Orthoklas [Oligoklas]		Hornblende Biotit, Augit		
24.		c. Trachyt		Sanidin [Oligoklas]		Hornblende Biotit, Augit		
25.		a. Eläolithsyenit		Orthoklas [Oligoklas]	Nephelin	Augit, [Biotit, Hornblende]		
26.		b. Eläolithsyenit-Porphyr		Orthoklas [Oligoklas]	Nephelin	Augit		
27.		c. Phonolith		Sanidin	Nephelin [Hauyn]	Augit		
28.	Plagioklasgesteine.	a. Diorit	(Quarz)	Kalknatron-Feldspate [Orthoklas]		Hornblende Biotit, Augit		
29.		b. Porphyrit	(Quarz)	Kalknatron-Feldspate [Orthoklas]		Hornblende Biotit, Augit	(Bronzit)	
30.		c. Andesit u. Dacit	(Quarz)	Kalknatron-Feldspate [Orthoklas]		Hornblende Biotit, Augit	(Hypersthen)	
31.		a. Diabas		Labradorit		Augit (Hornblende)	(Olivin)	Magnet- und Titaneisen
32.		b. Melaphyr		Labradorit		Augit	Olivin	Magnet- und Titaneisen
33.		c. Basalt		Labradorit	Nephelin, Leucit	Augit	Olivin	Magnet- und Titaneisen

VII. Accessorische Gemengteile.

In mikroskopisch kleinen Individuen nirgends fehlende Gemengteile sind: Apatit, Pyrit, Magnetit; sehr häufig vorhanden sind auch: Zirkon und Titaneisen.

Der Granit bildet im allgemeinen kompakte, nur spärlich von Absonderungsklüften durchsetzte Felskolosse. In diesem Erhaltungszustande wird er zu Monolithen, Trottoirplatten, Schwellen gespalten und bossiert. Er findet aufserdem, namentlich in seinen feinkörnigen Varietäten zu Pflastersteinen Verwendung. Vielfach jedoch ist er durch gebirgsbildenden Druck klüftig oder schieferig geworden und in diesem Zustande technisch untauglich.

20. Quarzporphyr. Grundmasse meist rötlich bis fleischrot, bei Gegenwart von eisenreichen Mineralien der Augitreihe (Bronzit) und Magneteisen jedoch hell- bis dunkelgrau und bei eingetretener Verwitterung grünlich, sonst im letzteren Zustande schmutzig gelb bis bräunlich gefärbt. Sachsen (Grimma, Leisnig, Rochlitz), Thüringer Wald (Inselsberg, Körnberg), Provinz Sachsen (Petersberg, Wettin), östliches Erzgebirge (zwischen Dippoldiswalde und Teplitz), Harz, Niederrheinisches Gebirge, Odenwald, Schwarzwald, Pfälzer Gebirge, Vogesen, Tirol (Bozen, Meran, Neumarkt).

Der Quarzporphyr besitzt eine plattige oder quaderförmige Absonderung. Er findet im allgemeinen zu Pflaster- und Bruchsteinen, sowie als Strafsenbeschotterungsmaterial Verwendung.

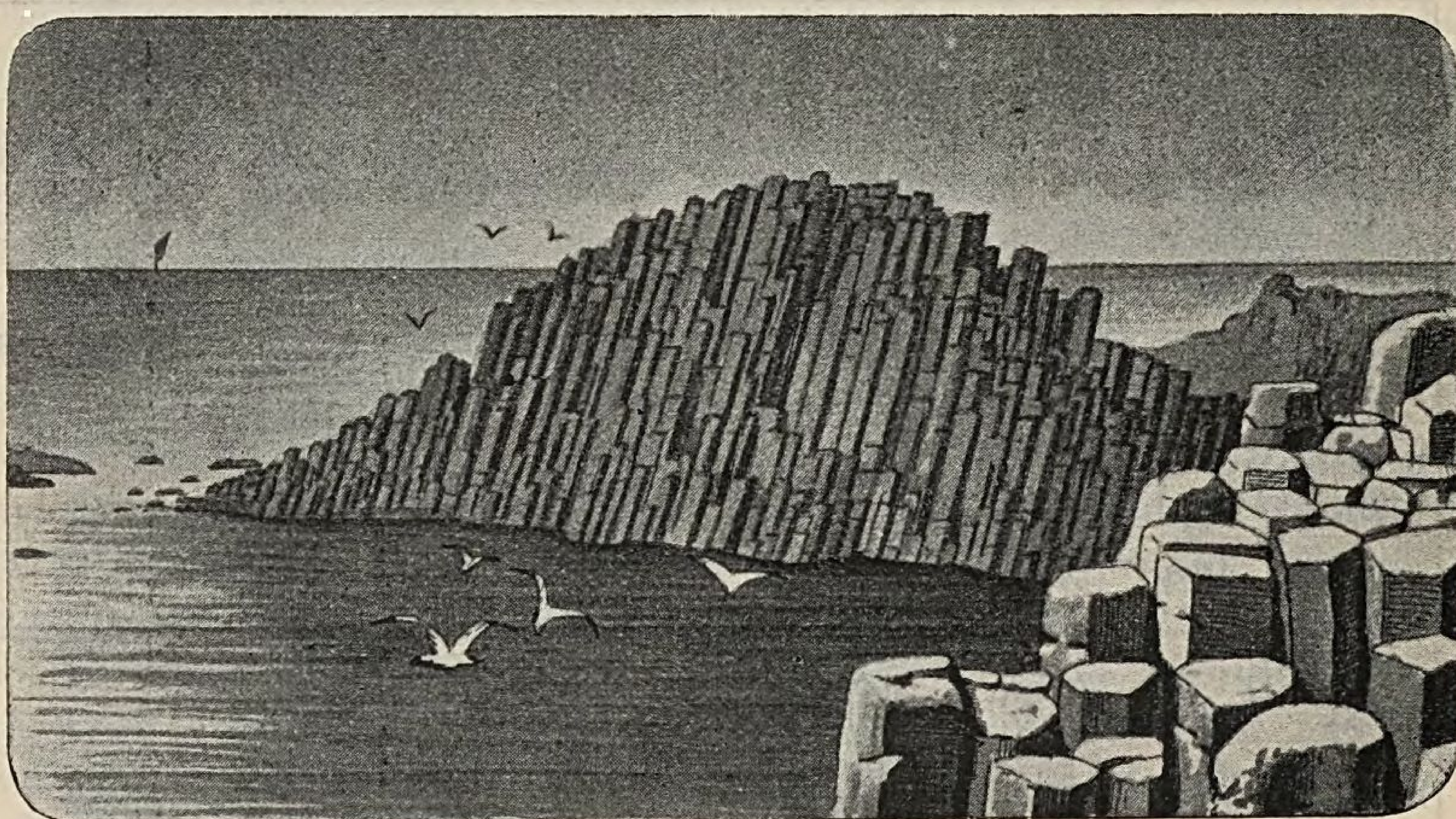


Fig. 200. Säulenförmig abgesonderter Basalt. Insel Staffa. Westschottland.

22. Syenit. Der hellgraue bis bräunlich gefärbte Hornblende-Syenit besitzt seine gröfste Ausdehnung in Sachsen (Plauenscher Grund, Umgebung von Meifsen und Moritzburg); ferner im Thüringer Wald (Brotterode und Ilmenau), in Mähren und im Odenwald.

23. Quarzfreier Porphyr kommt in Thüringen (Umgebung des grofsen Inselsbergs und bei Friedrichroda) vor.

24. Trachyt. In einer hellgrauen, porösen oder rauhen, anscheinend homogenen Grundmasse sind glasig-rissige Sanidinkrystalle, sowie Hornblendesäulen porphyrisch ausgeschieden. Siebengebirge (Drachenfels), Eifel, Westerwald, Odenwald, Ungarn.

27. Phonolith. In einer dunkelgrünlichgrauen Grundmasse von unebenem Bruche sind zahlreiche Sanidintäfelchen porphyrisch ausgeschieden, welche durch ihre fluidale Anordnung die dünnplattige Ablösung des beim Anschlagen einen hellen Klang gebenden, meist dicksäulig, selten plattig abgesonderten Gesteins verursachen. — Der Phonolith bildet meist isolierte, durch ihre glockenförmige Gestalt weithin sichtbare Quellkuppen. Vielfach werden diese Phonolith-

berge in deutscher Mundart als „Spitzberge" bezeichnet. Lausitz (Lausche, Hochwald, Kottmar), Erzgebirgskamm, Nordböhmen (Mileschauer, Kreuzberg bei Brüx, Borschen bei Bilin, Teplitzer Schlofsberg, Schreckenstein bei Aussig, Bösig), Rhön, Hegau (Rosenegg, Hohentwiel, Hohenkrähen) Kaiserstuhl.

33. Basalt. Der Basalt ist ein dunkelschwarzgraues schweres Gestein, in dessen homogen erscheinender Grundmasse hirsekorn- bis haselnufsgrofse Krystalle von Augit, Olivin und Titaneisen sehr häufig, solche von Hornblende hingegen nur stellenweise porphyrisch ausgeschieden sind. Nur selten ist der Basalt von fein- oder mittelkörnigem Habitus (Anamesit, Dolerit). Die mikroskopische Untersuchung hat ergeben, dafs der Feldspat des gemeinen Basalts häufig durch Nephelin oder Leucit, mitunter auch durch Hauyn teilweise oder vollständig vertreten ist. Der Basalt ist im allgemeinen säulenförmig abgesondert. Diese Säulen sind stets senkrecht zur Abkühlungsfläche gerichtet (s. Fig. 200). — Eifel, Siebengebirge (Ölberg, Löwenburg), Oberhessen (Meifsner), Rheinhessen, Wetterau, Vogelsberg, Rhön, sächsisch-böhmische Schweiz (Grofser Winterberg, Grofser Tschirnstein, Rosenberg), Lausitz und Nordböhmen (Löbauer Berg, Landeskrone, Steinschönauer Berg [prächtige Säulen]) Erzgebirge (Pöhlberg bei Annaberg, Scheibenberg, Bärenstein, Hafsberg), Botzen bei Schluckenau. Der Basalt liefert ein geschätztes Material zur Strafsenbeschotterung und wird aufserdem vielfach zu Pflastersteinen behauen.

III. Trümmer- oder klastische Gesteine und Sediment- oder Absatzgesteine.

Die Trümmer- oder klastischen Gesteine sind aus den Trümmern präexistierender, durch mechanische oder chemische Verwitterung zerlegter Gesteine gebildet, die meist durch ein Bindemittel zusammengehalten werden.

Die Sediment- oder Absatzgesteine sind durch Niederschläge aus wässerigen Lösungen oder durch Abdampfung solcher entstanden.

1. Vorherrschend vulkanische Auswürflinge.

34. Aschen, Lapilli, Bomben, lose Anhäufungen vulkanischer Auswürflinge von verschiedener Gröfse (Aschen staubfein, Lapilli hasel- bis wallnufsgrofs, Bomben faust- bis über kopfgrofs).

35. Tuff, vulkanische Auswürflinge mit Verwitterungsprodukten fremder Gesteine zusammengeschwemmt und durch ein meist reichliches Bindemittel zu einem kompakten Gestein verfestigt.

a) Silifizierter Tuff, mit kieseligem Bindemittel.

b) Schalstein, mit kalk. Bindemittel.

c) Thonstein, mit Thon vermengte vulkanische Aschen.

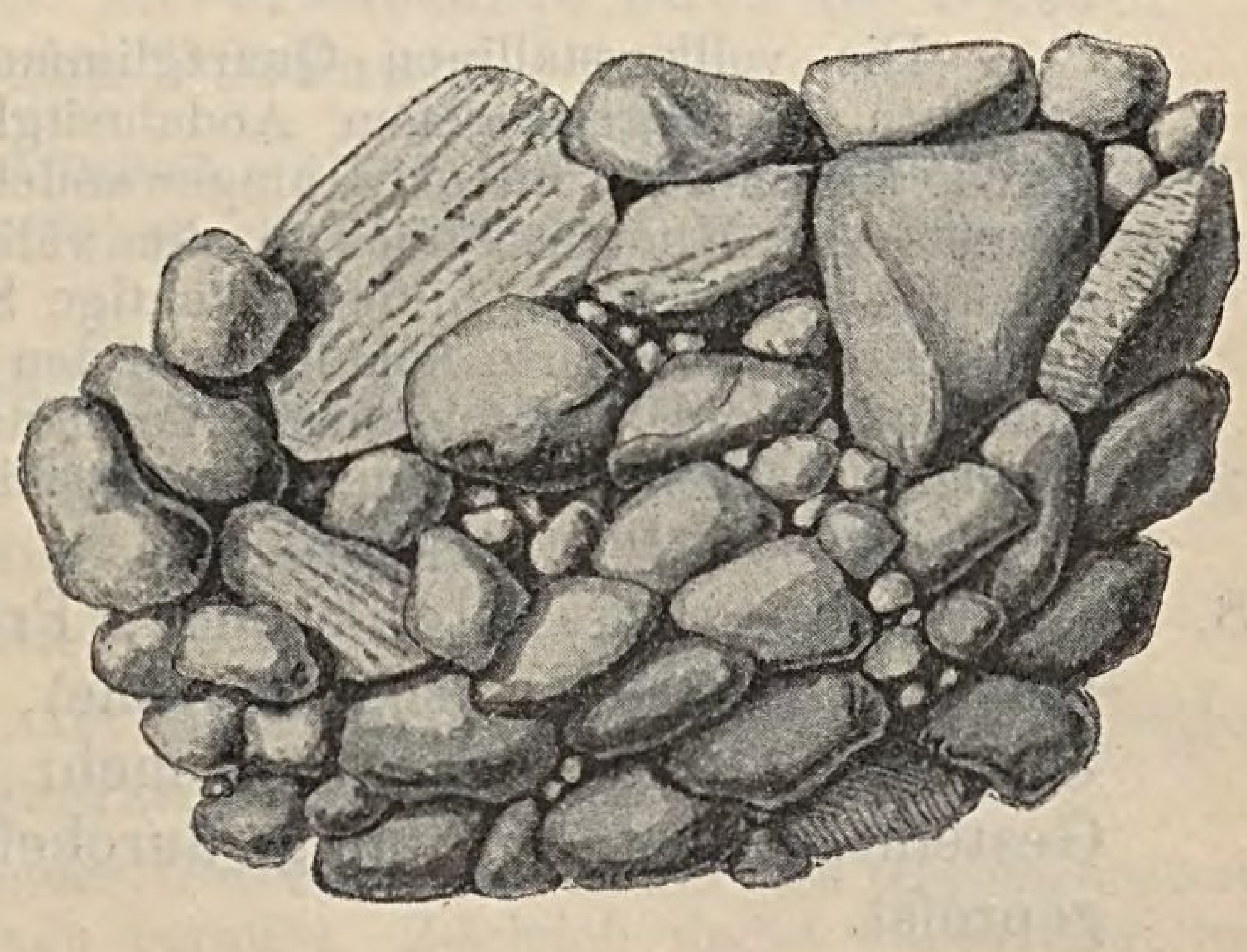


Fig. 201. Nagelflue.

Die Porphyrtuffe sind je nach der Menge des beigemischten fein verteilten Ferrihydrates aschgrau bis dunkelfleischrot, mitunter auch durch Chloritmineralien grünlich gefärbt. Ziemlich verbreitet in Sachsen (Umgebung von Chemnitz, Rochlitzer Berg, Kohren und Gnandstein — sog. Bandjaspis), wo sie zu Säulen, Schwellen, Pfeilern etc. verarbeitet werden.

2. *Vorherrschend Produkte der mechanischen Verwitterung.*

36. Kies, lose Anhäufungen von über erbsengroſsen Geröllen.
 a) Konglomerat, dieselben, durch ein meist sandiges, lettiges, kalkiges und kieseliges Bindemittel verfestigt (quarzitisches Konglomerat, Nagelflue Fig. 201).

37. Grus, lose Anhäufungen von feinstkörnigen bis haselnuſsgroſsen scharfkantigen Gesteinsbruchstücken.
 a) Arkose, dieselben, durch ein geringes thoniges, kalkiges oder kieseliges Bindemittel verbunden.
 b) Grauwacke, dieselben, durch reichliches kieseliges und häufig zugleich bituminöses Bindemittel verfestigt. Kalkgrauwacke, mit kalkigem Cement.

Die Grauwacke ist ein rauchgrau, bläulich- bis grünlichgrau, in angewittertem Zustande rötlich gefärbtes festes Gestein von verschiedener Kornart und Zusammensetzung. Von der keine Spur von Schieferung verratenden körnigen Grauwacke finden allmähliche Übergänge zur schieferigen Grauwacke, resp. zum Grauwackenschiefer statt. Grauwacken bilden neben Thonschiefern mit die wesentlichsten Glieder des auf dem Urgebirge bis zur Steinkohlenformation aufwärts liegenden Komplexes von Trümmer- und Absatzgesteinen. Eine auſserordentlich groſse Verbreitung besitzt die Grauwacke im nördlichen Sachsen (Niederlausitz, Kolmberg bei Oschatz, nächste Umgebung von Leipzig), Vogtland, Fichtelgebirge, Böhmen, Harz, Taunus, Vogesen, Westphalen, Oberschlesien, Mähren.

 c) Feldspat- und cordieritführender Quarzbiotitfels, durch benachbarte Eruptivgesteine in Struktur und Zusammensetzung veränderte Grauwacke.

Die vollkrystallinen Quarzglimmerfelse, welche, sowie die aus Thonschiefern hervorgegangenen Andalusitglimmerfelse und Cordieritglimmerfelse durch die minder intensiv umgewandelten gefleckten Grauwacken, resp. die Frucht- und Knotenschiefer in die völlig unveränderten schiefrigen Gesteine allmählich übergehen, bilden mächtige Schichtengewölbe oder infolge nachträglicher Erosion isolierte Schollen auf den plutonischen Gesteinen; Vogesen, Harz, Thüringer Wald, Fichtelgebirge, Vogtland, Erzgebirge, Niederlausitz. Die ebenflächigen Garbenschiefer und Fruchtschiefer werden an vielen Orten zu ziemlich dünnen Platten gespalten.

38. Geschiebelehm, Blocklehm, Produkt der abschleifenden Thätigkeit der Gletscher (sog. Moräne), nämlich Sand, feinst zerriebenes Gesteinsmaterial, Thon und mehr oder weniger reichliche und groſse Gesteinsbruchstücke innig durcheinander geknetet und zusammengepreſst.

Der Geschiebelehm resp. Blocklehm, stellt die Grundmoräne der zur Eiszeit (Diluvium) von den Polen nach den gemäſsigten Zonen und von den Hochgebirgen über die Niederungen vorgeschobenen Gletscher dar. So breitete sich z. B. das skandinavische Inlandeis damals über die ganze norddeutsche Ebene

bis zum Erzgebirge und zu den Sudeten und die Alpengletscher über die ganze bayrische Hochebene aus. Neben Geschiebelehm nehmen die Endmoränen dieser Gletscher (Geschiebesand) und die von den Schmelzwässern zurückgelassenen Kiese und Sande (Flufsschotter) am Aufbau des glazialen Diluviums teil. Die grofsen, durch Verwitterung entblöfsten vielfach mit Ritzen und Schrammen versehenen Gesteinsbruchstücke aus dem Geschiebelehm sind als „erratische Blöcke“ bekannt.

a) Spatsand, Geschiebesand, lose thonfreie Auswaschungsprodukte einer durch Schmelzwasser umgelagerten Moräne.

b) Diluvialthon, Bänderthon, Ablagerung der feinsten Teilchen der durch Schmelzwasser umgelagerten Moräne.

3. *Produkte der mechanischen und chemischen Verwitterung.*

39. Lehm, Anhäufungen von winzigen Fragmenten unverwitterter Silikate bald mit, bald ohne Quarz, stets vermengt mit Thon, oft zugleich mit Calciumkarbonat.

a) Löfs, quarzreich und thonarm.

Als Gebilde der jüngeren Diluvialzeit breitet sich in vielen Ländern, so in Sachsen (Lommatzscher Pflege), der Magdeburger Börde, ferner in den Niederungen des Rheins, Mains, Neckars, der Werra und der Donau, sowie in Böhmen, namentlich aber in der ungarischen Tiefebene der Löfs aus. Bei typischer Zusammensetzung ist derselbe ein aufserordentlich feinsandiger, steinfreier, mäfsig thoniger, kalkhaltiger Lehm, welcher bei hinreichender Mächtigkeit den fruchtbarsten Kulturboden bildet.

b) Laterit, eisenschüssig.

c) Tschernosem oder Schwarzerde, humos.

d) Sandiger Letten, verhärteter, sandiger Lehm.

e) Grauwackenschiefer, derselbe, schiefrig und mit Kieselsäure durchtränkt.

4. *Vorherrschend Produkte der chemischen Verwitterung.*

a) Zusammengeschwemmte unverwitterte oder in Wasser unlösliche Produkte.

40. Sand, lose Anhäufungen von meist wohl gerundeten bis erbsengrofsen Quarzkörnern, aus den quarzführenden Gesteinen durch Verwitterung derselben herausgelöst.

a) Seifen, Metall-, Erz- und Edelsteinkörner führend.

b) Sandstein, fest durch ein thoniges, eisenschüssiges, mergeliges oder kalkiges Bindemittel verkittete Sandanhäufungen.

α) Quarzit, mit reichlichem kieseligen Bindemittel.

β) Kieselschiefer, meist durch fein verteilte kohlige Substanz dunkel gefärbtes Quarzitgestein.

Das auf der Sohle fliefsender Gewässer befindliche lose Gesteinsmaterial wird zunächst seiner feinen Teile beraubt. Zugleich findet durch Abrollung eine gegenseitige Abschleifung namentlich der weicheren Silikate statt, welche zu einer relativen Anreicherung an dem härteren Quarz Veranlassung giebt. Deshalb zeichnen sich derartige aus Sand, Kies oder gröberem Geröllschutt bestehende fluviatile Absätze durch eine um so ärmlichere Vegetation aus, je

weiter ihr Material von seinem Ursprungsorte transportiert worden ist. Derartige lose Sande setzen die Flüsse ab, wenn sich ihr Lauf verlangsamt. Nach den vielfach mit Bänken gröberer Rollstücke wechsellagernden Sandschichten kann man sich den Lauf rekonstruieren, den die zur Diluvialzeit in Norddeutschland von Süden kommenden, nach Westen durch die Gletscher abgelenkten und durch deren Schmelzwässer wasserreich gemachten Ströme einschlugen. Lose Sandmassen ziehen sich auch längs vieler Küsten dahin (Meeres- und Dünensand), und bilden schliesslich mächtige Schichten in der norddeutschen Braunkohlenformation.

Die zu verschiedenen Epochen der Erdgeschichte abgesetzten, teilweise sehr grobkörnigen und dann als Kies und Geröll bezeichneten Sande sind durch nachträgliche Infiltrationen zu Sandsteinen, resp. Konglomeraten verkittet und verfestigt worden. Als solche nehmen sie eine aufserordentlich grofse Verbreitung ein: Vogesen, Haardt-Plateau, Schwarzwald, Spessart, Odenwald, Harzrand, Thüringen, sächsisch-böhmische Schweiz, Lausitzer Kamm. Durch nachträgliche Zerklüftung und Auswaschung giebt der Sandstein zur Bildung von pittoresken Felsenmauern und -obelisken Veranlassung. Sind die Sandsteine durch ihr Bindemittel hinreichend fest, so finden sie eine äusserst weitgehende Verwendung und liefern sowohl das Material zu Denkmälern (Bildhauersandstein), wie zur Ausschmückung von Kunstbauten und namentlich wenn sie von Kieselsäure durchtränkt wurden — zu Mühlsteinen, Säulen, Trögen, Brücken und Uferbauten etc. (Vogesen, Lausitzer Kamm, Sächsische Schweiz, Kyffhäuser).

41. Kaolinthon, Kapselthon, Anhäufungen von umgelagertem, reinem oder mit feinsten Gesteinsbröckchen, Quarz und Alkalisilikaten vermengtem, durch die Verwitterung der Feldspate gelieferten, Kaolin.
 a) Töpferthon, mit geringen Beimengungen von Karbonaten und Ferrihydrat.
 b) Letten, buntfarbig, namentlich durch Ferrihydrat ziegelrot gefärbt.
 c) Bituminöser Thon, mit kohliger Substanz gemischt.
 d) Alaunthon, mit fein verteiltem Schwefelkies imprägniert.

Oft bis zu ziemlich beträchtlicher Tiefe kaolinisch verwittert ist das Ausgehende sämtlicher, die Basis der norddeutschen Braunkohlenformation bildender Gesteine: Quarzporphyr, Granit, Grauwacke, Syenit. Derartige Lager von mehr oder minder reiner Porzellanerde besitzen im nördlichen Sachsen (Umgebung von Meifsen und Mügeln), nördlich von Halle, in der Niederlausitz, ferner in Nordböhmen (Carlsbad) eine grofse Verbreitung und finden zu den verschiedenen Zweigen der keramischen Industrie, sowie bei der Papierfabrikation Verwendung.

42. Schieferthon, verhärteter und schieferiger Thon, nicht selten mit kleinsten Silikat- und Quarzfragmenten.
 a) Brandschiefer, bituminös.
 b) Schieferletten, rot oder bunt gefärbt.
 c) Polierschiefer, mit hydratischer Kieselsäure innig durchtränkt.

Der Schieferthon ist mit Sandstein der ständige Begleiter der Steinkohlenflötze.

43. Thonschiefer, Dachschiefer, mit feinst zerriebenem Gesteinsmaterial und Neubildungsmineralien zu einem ausgezeichnet schieferigen Gestein verfestigter Thon.
 a) Wetzschiefer, mit Quarz innig durchtränkt.
 b) Alaunschiefer, mit einer Beimengung von kohligen Substanzen und Eisenkies.

44. Fruchtschiefer, Hornfels, Chiastolithschiefer, Andalusit-, Cordieritglimmerfels, verschieden stark durch benachbarte Eruptivgesteine in Struktur und Zusammensetzung veränderter Thonschiefer, vollständig entsprechend den Produkten der Kontaktmetamorphose des Urthonschiefers (S. 185, Nr. 7).

45. Mergel, durch äufserst fein verteilten Kalkspat bez. Dolomit innig durchtränkter Thon.

Absätze von niedergeschlagenem Calciumkarbonat, vermengt mit vom Wasser herbeigeschafftem Thon erlangen in Thüringen, Schwaben, Franken und Lothringen als Keupermergel eine grofse Verbreitung.

b) Aus wässerigen Lösungen wieder abgeschiedene Produkte der chemischen Verwitterung.

46. Dichter Kalkstein, feinkörnige, krystallinische Ablagerung von Calciumkarbonat.
 a) Tropfstein in Höhlen von Kalkgebirgen (s. Mineralien Nr. 84, f und Fig. 202).
 b) Lithographischer Schiefer, (s. Min. Nr. 84, c, β).
 c) Thoniger Kalkstein, thonhaltig.
 d) Dolomitischer Kalkstein, mit beigemengtem. Magnesiumkarbonat.
 e) Stinkkalk, bituminös.

Dichter, nicht selten thoniger Kalkstein bildet einen wesentlichen Teil aller Altersstufen der Absatzgesteine und kommt in gröfserer Ausdehnung vor: in Thüringen, Franken, Schwaben, Lothringen, Schlesien, Böhmen, Nassau, Westphalen, im Mainzer und Wiener Becken, auf Rügen, sowie in geringerer Ausdehnung im Vogtlande, bei Berlin (Rüdersdorf) und bei Dresden (Weinböhla). — Alle Kalksteine finden zur Mörtelbereitung und Düngung, sowie bei einem gewissen Thongehalt zur Cementfabrikation Verwendung.



Fig. 202. Tropfsteinhöhle von Agytelék in Ungarn.

47. Marmor (s. Min. Nr. 84, b).

Die reinen, weifsen krystallinischen Kalke liefern den Statuenmarmor: Carrara und Campiglia in Italien; Paros, Pentelikon und Hymettos in Griechenland; unmittelbar nördlich des Finsteraarhorns; Schlanders in Tirol; Auerbach an der Bergstrasse; Arnsberger Pafs und Hermsdorf im Riesengebirge; Sudeten, Erzgebirge, Fichtelgebirge, Böhmen, Mähren.

48. Dolomit (s. Min. Nr. 86).

Dolomit kommt vielfach als Lager in den Archäischen Gesteinen, so im Erz- und im Fichtelgebirge vor. Ferner bildet er unter den Absatzgesteinen oft ziemlich mächtige Schichtenkomplexe, so im Taunus, in der Eifel, in Schlesien, Sachsen, Thüringen, Hessen, Schwaben, Baden, Elsafs-Lothringen, in der fränkischen Schweiz und in der schwäbischen Alp, sowie ganze Gebirgszüge in den Alpen (Schlern, Plattkofl, Langkogl, Rosengarten).

49. Spateisenstein, Eisenspat als feinkörniges Gestein, meist vermengt mit den entsprechenden Mn-, Ca- und Mg-Karbonaten (s. Min. Nr. 90).

a) Sphärosiderit, mit Thon vermengt, feinkörnig bis dicht.

Linsenförmige Eisenspatlager: in Kärnthen, Steiermark (Erzberg bei Eisenberg), Thüringer Wald (bei Liebenstein, Stahlberg bei Schmalkalden). Thoniger Sphärosiderit: Zwickau, Saarbrücken. Als sog. Kohleneisenstein: Westphalen, Niederschlesien.

50. Brauneisenstein (s. Min. Nr. 26).

Vorkommen: Harz (Rübeland, Elbingerode), Vogtland, Siegener Land, Westphalen, auf dem Westerwalde und dem Hunsrück.

a) Bohnerz, mit Thon und SiO_2 vermengt, in erbsen- bis nufsgrofsen kugelig schaligen Gebilden.

b) Raseneisenerz.

Raseneisenerz gelangt in abflufslosen Einsenkungen zum Absatze, wo sich huminsäurehaltige Gewässer ansammeln und das von ihnen gelöste Eisenoxydul in Gestalt eines Pflasters als Brauneisen wieder abscheidet.

51. Anhydrit und Gips (s. Min. Nr. 67 und 68).

Anhydrit und Gips bilden grofse Linsen oder unregelmäfsige, stockförmige, in Thonen, resp. Mergeln eingelagerte Massen. Südrand des Harzes und Mansfeld (Katzenstein bei Osterode, Hohnstein bei Ilfeld, Sachsenstein bei Walkenried), Südrand des Kyffhäusers; Süd- und Nordwestrand des Thüringer Waldes, Thüringen (Umgegend von Worbis und Jena, Seeberg bei Gotha, Ettersberg bei Weimar), Württemberg, Baden, Elsafs, Lothringen, bei Salzburg.

52. Phosphorit (s. Nr. 98, c).

Phosphorit wird durch Wechselwirkung des aus der Verwesung tierischer Leiber herrührenden phosphorsauren Ammoniaks mit Kalksalzen auf dem Meeresboden in Gestalt oft winziger Körner oder in Knollenform niedergeschlagen. Vielfach jedoch sind diese in der Regel in kalkigen Gesteinen eingebetteten Konkretionen durch kohlensäurehaltige, resp. humose Gewässer nachträglich ausgelaugt und anderwärts, namentlich in Hohlräumen oder auf Klüften wieder abgesetzt worden. Eine technische Bedeutung erlangen neben den letzterwähnten Massen nur die gröfsere Knollen bildenden Phosphorite. Nassau (Umgebung von Diez, Limburg, Weilburg, Wetzlar), Bayern (Amberg), Norwegen (Krageroe), England, Belgien (Umgegend von Lüttich), Frankreich, Podolien, Estramadura (Logrosan, Cacéres), Vereinigte Staaten von Nordamerika (Florida, South Carolina).

53. Steinsalz und seine Begleiter (s. Min. Nr. 57, 58, 59, 67, 69, 72, 74).

Steinsalzvorkommen: Stafsfurt, Schönebeck in der Prov. Sachsen, Umgebung von Berlin (Sperenberg), Mecklenburg (Lübtheen, Jecha), Inowrazlaw in Posen, Thüringen (Artern, bei Gera und Frankenhausen, Dürrenberg, Kösen. Salzungen, bei Erfurt, Gotha und Weimar), Holstein (Wapno, Segeberg), Lothringen (Dieuze, Vic), Württemberg und Baden (Sulz am Neckar, Schwenningen, Dürrheim, Rappenau), bei Schöningen in Braunschweig, Helmstedt, Hildesheim, Ischl, Hallstatt, Aussee im Salzkammergut, Hallein, Berchtesgaden und Hall in Tirol, Wieliczka und Kalusz in Galizien.

54. Salpeter.

55. Eis.

IV. Organogene Gesteine.

56. Zoogener Kalkstein, dichter Kalkstein vorherrschend aus Gehäusen kalkabsondernder Tiere (Korallen, Muscheln) bestehend.

Gewisse Kalksteine sind vorzugsweise aus kalkigen Tierresten zusammengesetzt. Dazu gehören jüngere Bildungen in Küstengegenden, ferner die in gewissen Kalksteinbänken vorkommenden Anhäufungen von Crinoidenstielgliedern, Korallenresten, Foraminiferen, Nummuliten, Bryozoen und Kalkalgen.

57. Kreide (s. Min. Nr. 84, g).

Die Kreide besteht aus Schalenüberresten mikroskopischer Foraminiferen, sowie aus eigentümlichen Kalkscheibchen wohl gleichfalls organischer Herkunft, denen sich krystallinische Kalkpartikelchen hinzu gesellen (Fig. 203). Charakteristisch für die Kreideablagerungen, welche in ihrer Zusammensetzung dem auf dem Boden des Oceans zum Absatze gelangenden Schlamme völlig gleichen, ist das Vorkommen von Feuerstein meist in Gestalt unregelmäſsiger Knollen, sowie von Glaukonitkörnchen. Die eigentliche weiſse Kreide (Schreibkreide) kommt lediglich im obersten Horizont der Kreideformation vor, erlangt aber doch eine groſse Verbreitung in der Champagne und Picardie; ferner: Insel Wight, Südengland, Gegend von Aachen und Maastricht, Ostseeinseln Rügen, Möen, Seeland u. s. w.

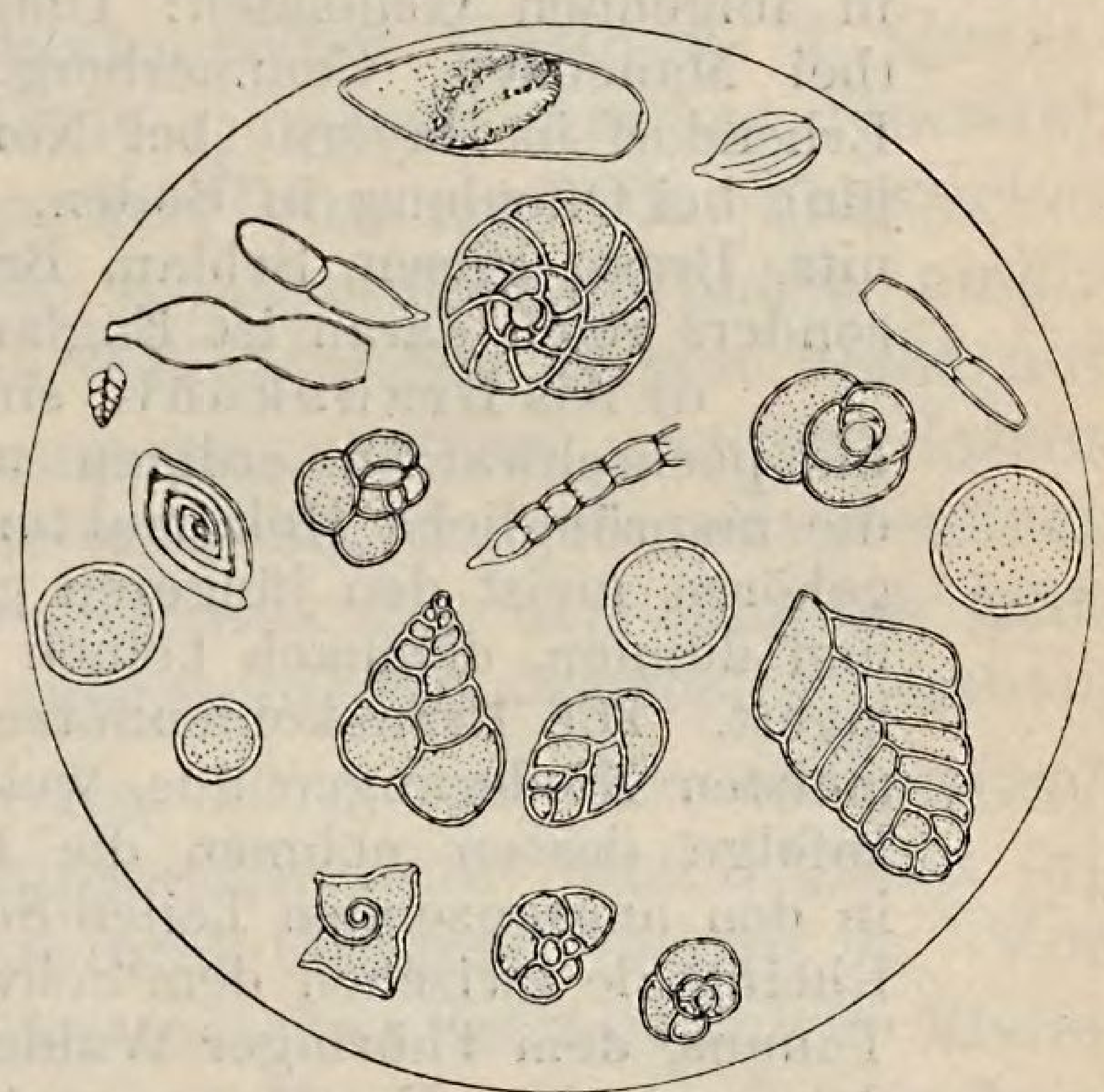


Fig. 203. Forominiferen aus Kreide von Rügen.

58. Kieselguhr, Diatomeenerde (sog. Infusorienerde), Tripel (s. Min. 21, f).

Kieselguhr bildet etwas festere kreideähnliche Massen oder lose Anhäufungen von Diatomeen-Kieselpanzern: Berlin, Lüneburger Haide, Eifel, Vogelsberg, bei Franzensbad in Böhmen, Kleinsaubernitz in der Niederlausitz, Die dünnschichtigen weichen, meist leicht abfärbenden und durch amorphe Kieselsäure verfestigten Varietäten werden als Polierschiefer bezeichnet: Tripelberg bei Kutschlin unweit Bilin, Seifhennersdorf, Warnsdorf und Hainspach in der Oberlausitz, bei Leitmeritz, bei Cassel.

59. Sombrerit (s. Min. Nr. 98, f.). Dieser wurde zuerst auf der westindischen Insel Sombrero entdeckt, wo er das Ausgehende eines durch Hebung über den Meeresspiegel an die Oberfläche gelangten Korallenriffes bildet, dessen kohlensaurer Kalk durch Lösungen aus einem darüber ruhenden Guanolager in Phosphorit umgewandelt worden ist. Fernere Vorkommen: Curaçao, Bonaire, Aruba, Avenas, Aves u. s. w.

60. Kohlengesteine, Graphit, Anthracit, Braunkohle, Steinkohle, Torf, (s. Min. Nr. 144—148).

a. Graphit als Gestein ist ein grauschwarzes, schuppiges, fettig anzufühlendes, weiches, metallglänzendes Aggregat von vorwiegendem Graphitgehalt. Als solches bildet er regelmäſsige Einlagerungen in den krystallinischen Schiefern. Krumau in Böhmen, Mähren (bei Vöttau, Hafnerluden, Vrain), Österreich (bei Geras, Doppach, Brunn a. Walde), Eulengebirge, Passau, Kärnten). Anderwärts ist dieses Mineral in der ganzen Gesteinsmasse eingesprengt (Graphitschiefer): Fichtelgebirge, Erzgebirge, Mähren, Niederschlesien. Eine besondere Berühmtheit haben namentlich die Graphitvorkommnisse von Borrowdale in England und Ceylon erlangt.

b. Der Anthracit ist eine eisenschwarze bis sammetschwarze, glas- bis halbmetallisch glänzende, spröde Kohlenmasse von muscheligem Bruche und ohne Bitumengehalt. Die abbauwürdigen Anthracitvorkommnisse bilden regelmäſsige Flötze, die nicht selten, mit denen der Steinkohlen wechsellagern: Südwales, Belgien (Mons, Lüttich), Frankreich (Brassac, Creusot, Alais), von untergeordneter Bedeutung bei Budweis in Böhmen und Gewitsch in Mähren; in gewaltigen Ablagerungen in Pennsylvanien und Ohio.

c) Die Steinkohle ist eine dichte oder schieferige, fettglänzende, sammetschwarze bis pechschwarze, bitumenhaltige Kohlenmasse. Die Steinkohlen bilden regelmäſsige Flötze, welche, sofern sie nicht nachträglich verworfen und verdrückt wurden, auf weiten Strecken verfolgbar sind. Derartige, oft in gröſserer Anzahl über einander liegende Flötze wechsellagern mit Schieferthonen und Sandsteinen. Vorkommen: Umgegend von Aachen, Ruhrgebiet, Saarbrücken, Waldenburg in Niederschlesien, Oberschlesien (zwischen Myslowitz und Gleiwitz), Königreich Sachsen (Zwickau, Lugau-Würschnitz, Plauenscher Grund). Mehr untergeordnet in folgenden Gegenden: Umgebung des Thüringer Waldes und des Harzes (bei Manebach, Cammerberg, Ilmenau, Suhl und Sonneberg), Cronach und Erbendorf in Bayern, bei Nordhausen und nördlich von Halle (Wettin, Löbejün), bei Offenburg in Baden. Ziemlich reich an Steinkohlen ist Böhmen (Raudnitz, Brass, Pilsen, Schlan, Brandeisl, Südrand des schlesischen Beckens). Besonders reich daran ist England und Belgien, weit ärmer hingegen Frankreich.

d) Als Braunkohle sind zu bezeichnen die bitumenreichen, holzbraunen bis pechschwarzen erdigen und leicht brennbaren, teils knorpelartigen, teils die ursprüngliche Holzstruktur (Lignit) noch aufweisenden Pflanzenreste. Sie gehören meist den jüngeren geologischen Perioden an und sind von nur losen und dünnen, demnach keinen hohen Druck ausübenden Gesteinsschichten überlagert. Die Braunkohlenflötze führenden Ablagerungen breiten sich über die meisten Niederungen aus, welche die einzelnen Gebirge Deutschlands trennen. Infolge dessen nehmen die Braunkohlen im preuſsischen Flachlande, sowie in den angrenzenden Teilen Schlesiens, Sachsens, Thüringens, ferner im oberen Rheinthale zwischen dem Schwarzwalde und den Vogesen, sowie zwischen dem Taunus, dem Thüringer Walde und dem Sauerlande eine besonders groſse Ausdehnung ein. Erwähnenswert sind noch die ziemlich ausgedehnten und meist mächtigen Ablagerungen am Südfuſse des Erzgebirges in Böhmen sowie diejenigen Ungarns und des Nordrandes der Alpen.

Zur Erläuterung der Lagerungsverhältnisse der wichstigsten Gesteine dient Fig. 204, welche ein Idealprofil durch das Sächsische Erzgebirge darstellt.

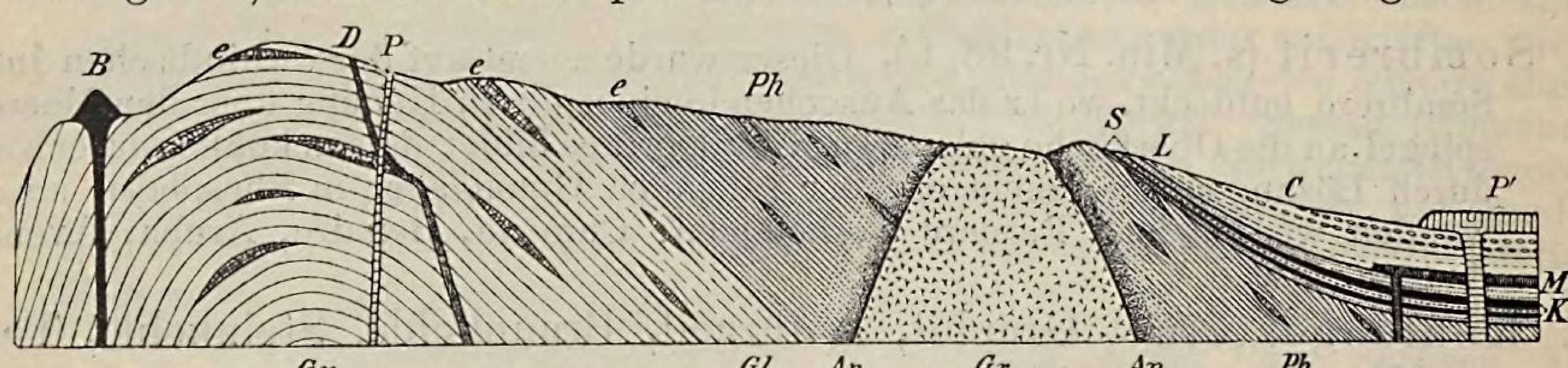


Fig. 204. Idealprofil durch das Sächsische Erzgebirge.

I. *Archäische Gesteine:* *Gn* = Gneiſs (ältestes Gebirgsglied); *Gl* = Glimmerschiefer; *Ph* = Phyllit; bei *An* = Andalusitglimmerfels, durch benachbarten Granit kontaktmetamorphisch verändert. Alle drei mit *e*, *e*, *e* = Einlagerungen.

II. *Eruptivgesteine:* *Gr* = Granit (Stock), *P* = Quarzporphyr und *D* = Diorit (beide gangförmig); *B* = Basalt (Eruptionskanal

mit Quellkuppe; *M* = Melaphyr (Eruptionskanal mit Lager); *P'* = Quarzporphyr (Gang mit Decke).

III. *Klastische und Sediment-Gesteine:* *S* = Sandsteinschichten; *L* = Letten; *C* = Konglomerat.

IV. *Organogene Gesteine:* *K* = Steinkohlenflötze mit zwischen gelagerter Schieferthonschicht.

Erklärung der Buntdrucktafel.

Die beigegebene Buntdrucktafel zeigt sechs nach der Natur mit Hilfe des Mikroskops gezeichnete Abbildungen von Gesteinsdünnschliffen, durch welche die wichtigsten der oben angegebenen Gesteinsgruppen illustriert werden. Es sind: 1. Granit (plutonisches Gestein), 2. Quarzporphyr (altvulkanisches Gestein), 3. Basalt (jungvulkanisches Gestein), 4. Gneifs (archäisches Gestein), 5. Grauwacke (Trümmer- oder klastisches Gestein) und 6. Quarzglimmerfels (durch Kontaktmetamorphose umgeändertes, früher klastisches Gestein). Die Abbildungen zeigen nicht nur die Bestandteile, welche das Gestein zusammensetzen, sondern lassen auch die Art der Entstehung desselben und bei den Eruptivgesteinen sogar die Reihenfolge erkennen, in der sich aus der ursprünglich glutflüssigen Masse die einzelnen Mineralien ausgeschieden (verfestigt) haben.

1. Granit, plutonisches Gestein (Nr. 19), aus der sächsischen Lausitz (Vergröfserung 30 mal). Die Hauptbestandteile sind: Quarz (*q*), Feldspat (Orthoklas *ok* und Plagioklas *pk*) und Glimmer (Biotit *g*). Von diesen umschlossen finden sich als „accessorische Bestandteile“ kleine Krystalle von sogenannten „*Erzen*“ (*e*): Pyrit und Magneteisen; ferner Apatit (*a*) und Zirkon (*z*). Da diejenigen Gemengteile, welche von anderen umschlossen sind, sich notwendig früher ausgeschieden haben müssen, als letztere, so ergiebt sich für den Granit folgende Reihenfolge der Mineralausscheidung: Erze, Zirkon, Apatit — Glimmer — Feldspate — Quarz, welch letzterer als Füllmasse erscheint.

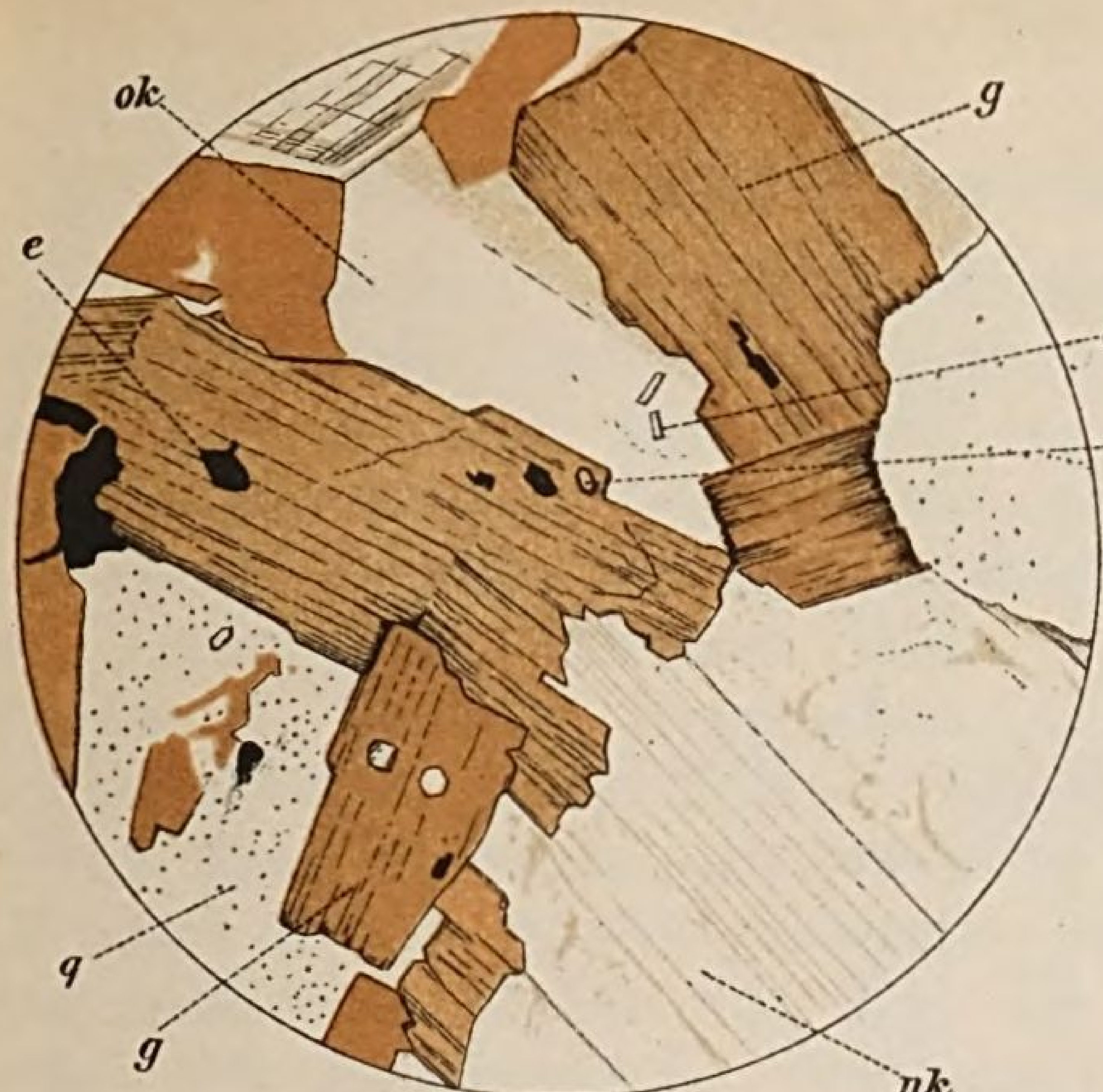
2. Quarzporphyr, altvulkanisches Gestein (Nr. 20), aus dem sächsischen Erzgebirge (Vergröfserung 30 mal). Bestandteile: 1. grofse, mit blofsem Auge (makroskopisch) erkennbare Krystalle von Quarz (*q*), Feldspat (Plagioklas *pk*), und Glimmer (Biotit *g*), welche winzige Erzkörnchen (*e*), Apatite (*a*) und Zirkone (*z*) eingeschlossen enthalten; 2. die sogenannte „Grundmasse“, welche aus den eben genannten Mineralien in Form kleiner Körnchen besteht, daher sehr feinkörnig ist und die eben genannten grofsen Krystalle (Einsprenglinge) allseitig umschliefst. Die Reihenfolge der Ausscheidung und Verfestigung ist demnach: Erze, Apatit, Zirkon — grofse Krystalle (Glimmer, Feldspat, Quarz) — Grundmasse (Glimmer, Feldspat, Quarz). Hieraus ergiebt sich, dafs die Bildung des Gesteins in zwei Akten erfolgt ist, indem sich die Erze, Apatite, Zirkone und grofsen Krystalle bereits ausgeschieden haben, als die glutflüssige Masse im Eruptionskanal (*P*, *P'* in Fig. 204) emporstieg, während die Grundmasse erst im weiteren Verlauf und am Ende der Eruption fest wurde.

3. Basalt (Feldspatglasbasalt), jungvulkanisches Gestein (Nr. 33), aus der sächsischen Lausitz (Vergröſserung 145 mal). Bestandteile: 1. groſse Krystalle (Augit *au*, Olivin *o*), 2. kleine Krystalle (Plagioklas *pk*, Augit *au*, Erze *e*) und 3. eine glasige Grundmasse (*Gl*). Hieraus geht deutlich hervor, daſs die Ausscheidung und Verfestigung in drei zeitlich und örtlich verschiedenen Akten erfolgte; nämlich die der Erze und groben Krystalle in der Tiefe, die der kleinen Kryställchen oben im Eruptionskanal oder beim Hervorquellen und die der glasigen Grundmasse am Ende der Eruption.

4. Gneiſs (Biotitgneiſs), archäisches Gestein (Nr. 1), aus der Gegend von Moritzburg in Sachsen (Vergröſserung 30 mal). Hauptbestandteile: Quarz (*q*), Feldspat (Orthoklas *ok*, Plagioklas *pk*) und Glimmer (*g*); accessorische Bestandteile: Erze (*e*), Apatit (*a*). Der Gneiſs gehört zu den ältesten Gesteinen der Erdrinde (krystallinische Schiefergesteine — archäische Formation) und zeigt Schichtung, welche namentlich, wie aus der Figur ersichtlich ist, durch die parallele Lagerung der Glimmertäfelchen und Quarzfasern bedingt wird. Seine Entstehungsweise ist unbekannt.

5. Grauwacke, Trümmer- oder klastisches Gestein (Nr. 37, b), aus der sächsischen Lausitz (Vergröſserung 30 mal). Bestandteile: Gröſsere und kleinere Trümmer von Quarzen (*q*), Feldspäten (Plagioklas *pk*) und Glimmertafeln (*g*) werden durch ein Bindemittel (Cement *C*) zu einem Trümmer- oder klastischen Gestein verkittet. Die Bildungsweise ist aus der Figur direkt ersichtlich: Zunächst lagerten sich als Sand die widerstandsfähigsten Reste älterer Gesteine ab, nachdem sie mechanisch zertrümmert und vom Wasser fortgerollt worden waren und sich gegenseitig abgeschliffen hatten, so daſs sie nun rundlich erscheinen. Die Lücken zwischen diesen gröberen Körnern wurden durch von ihnen im Wasser abgestoſsene Splitter, sowie durch Thon, Eisenoxyd etc. ausgefüllt, welch letztere die Produkte der chemischen Verwitterung älterer Gesteine sind. Gelangte nun noch aus wässerigen Lösungen Kieselsäure oder kohlensaurer Kalk, resp. kohlensaure Magnesia zum Absatz, so wurde aus dem ursprünglich losen Sand eine körnige Grauwacke oder ein fester Sandstein.

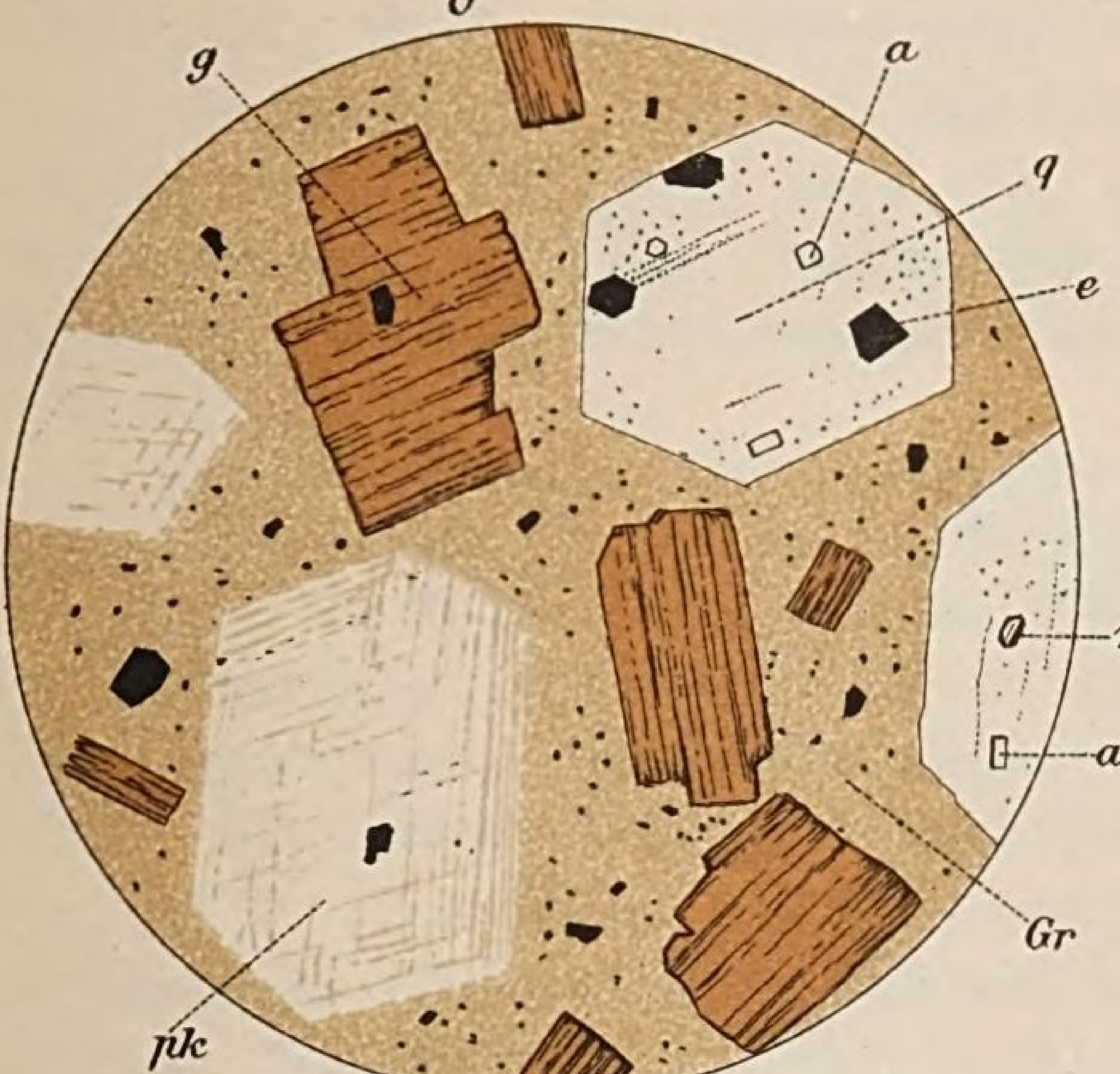
6. Quarzglimmerfels (Quarzbiotitfels), durch Kontaktmetamorphose umgeändertes, früher klastisches Gestein (Nr. 37, c), aus der Dresdener Heide (Vergröſserung 30 mal). Bestandteile: Quarz (*q*), Feldspat (Plagioklas *pk*), Glimmer (Biotit *q*), Erz (*e*). Entstehung: Indem der unter 1. beschriebene Granit glutflüssig empordrang, kam er mit der unter 5. beschriebenen Grauwacke in Berührung und wandelte dieselbe bis auf 1000 m hin vollständig um (Kontaktmetamorphose). Diese Umwandlung besteht darin, daſs in der ganzen Masse eine Umkrystallisation vor sich ging, infolge deren jede Spur von Schichtung verwischt wurde, und die Körner ihre gerundete Form einbüſsten. Da sämtliche Bestandteile gleichzeitig Krystallumrisse anzunehmen strebten, hinderten sie sich gegenseitig und wurden so zu annähernd gleich groſsen Polyedern, deren im Schliff polygonale Umrisse ähnlich an einander stoſsen, wie die einzelnen Zellen der Bienenwaben (Wabenstruktur).



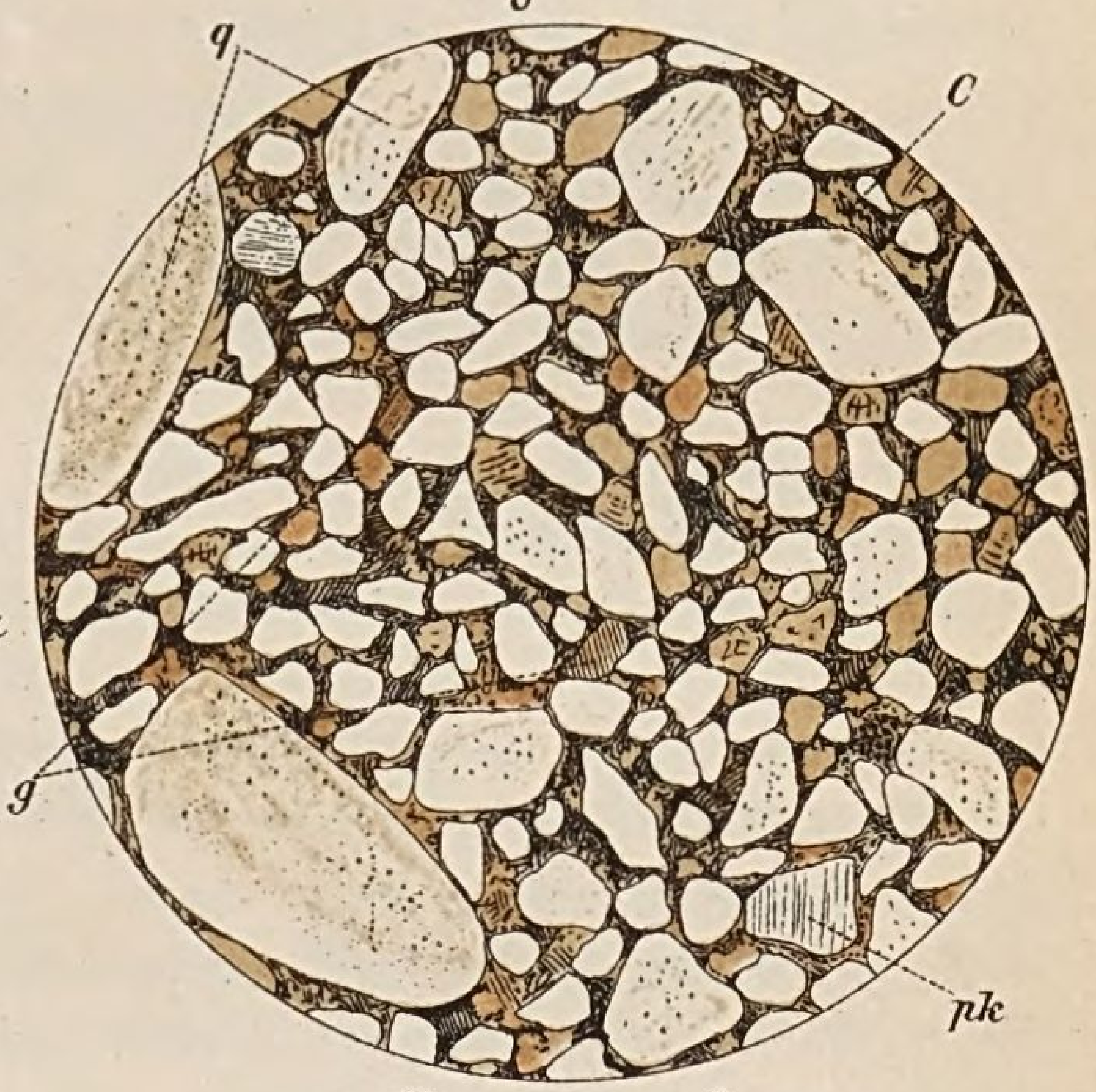
1. Granit.



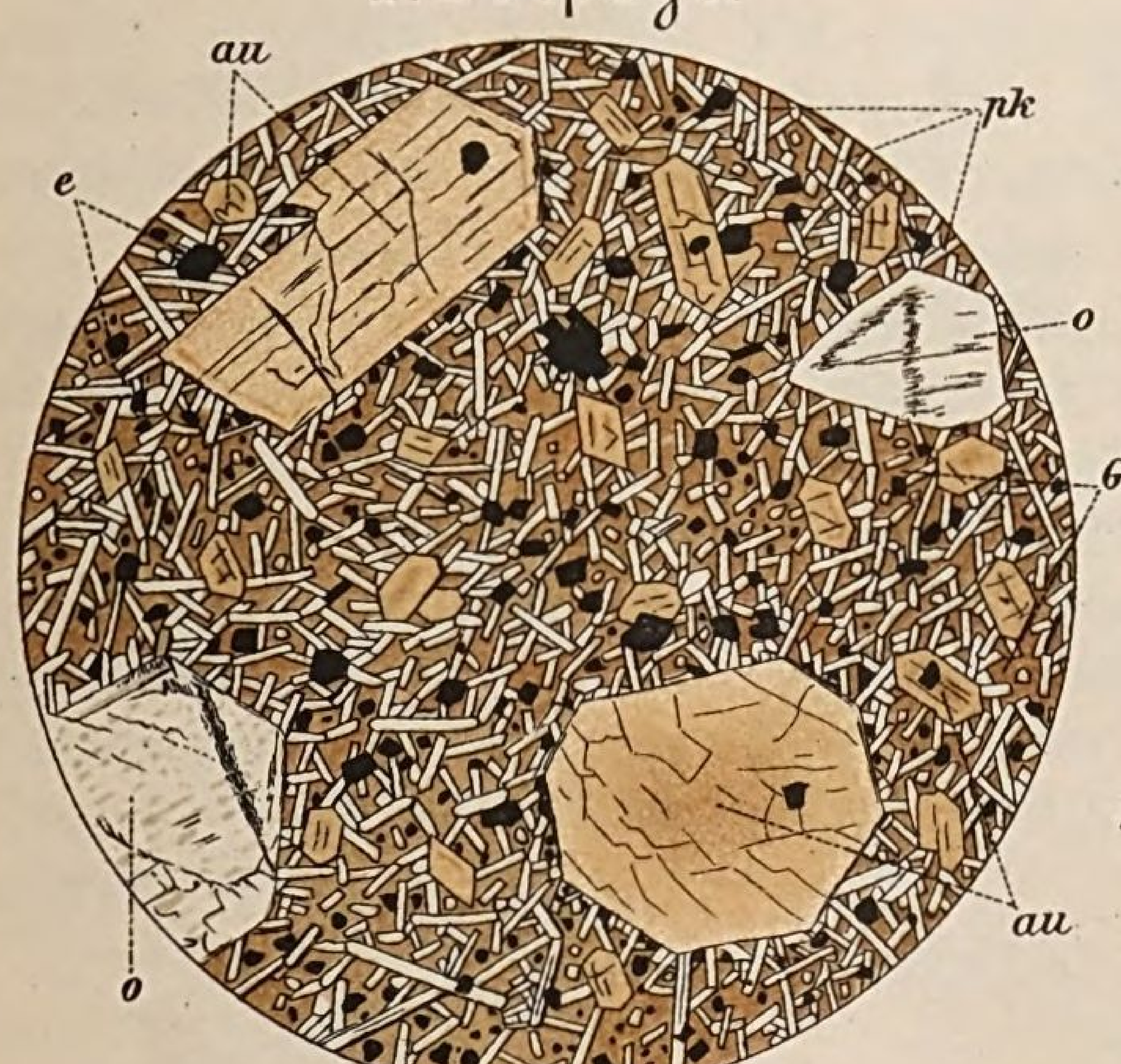
4. Gneis.



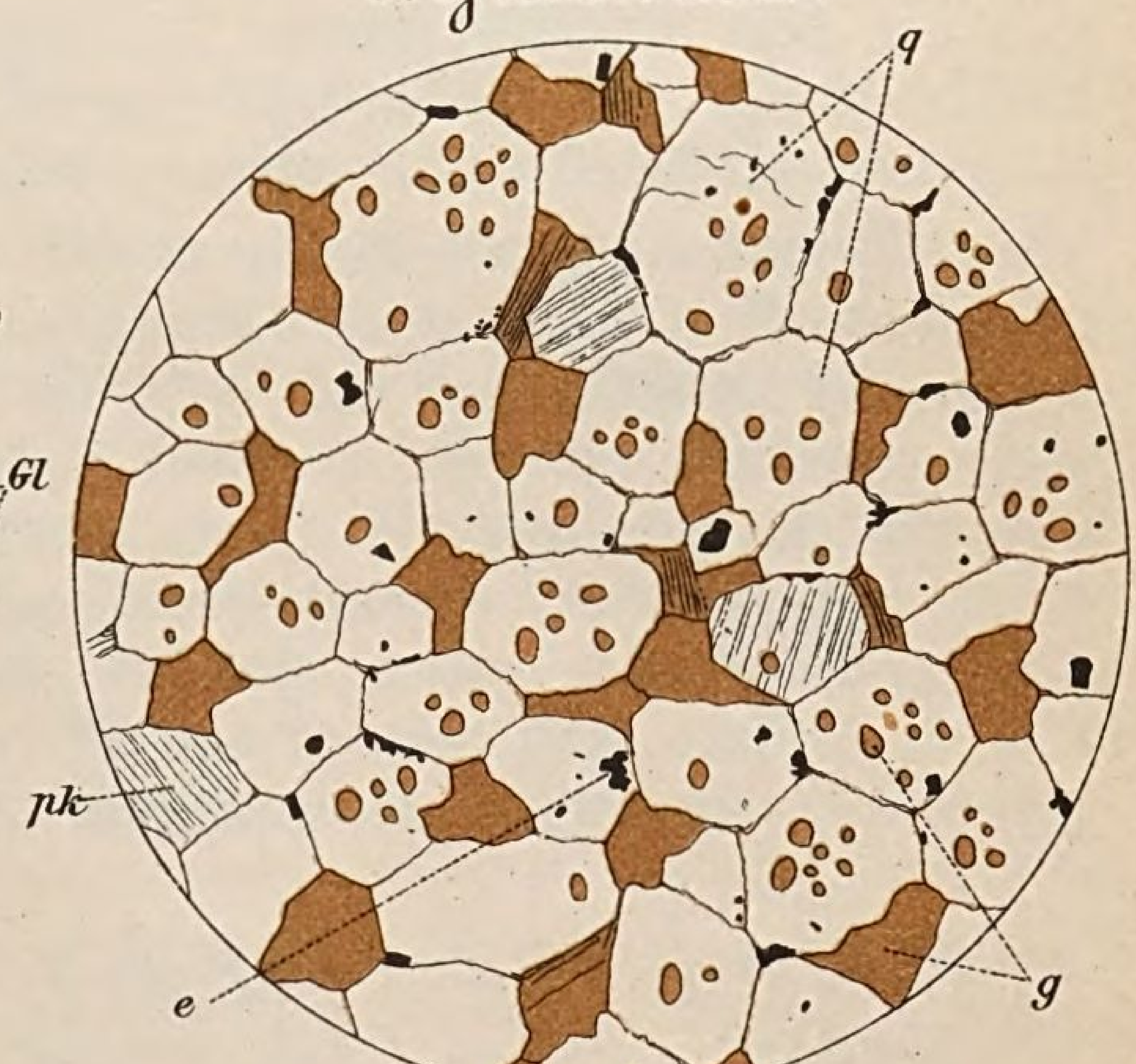
2. Porphyr.



5. Grauwacke.



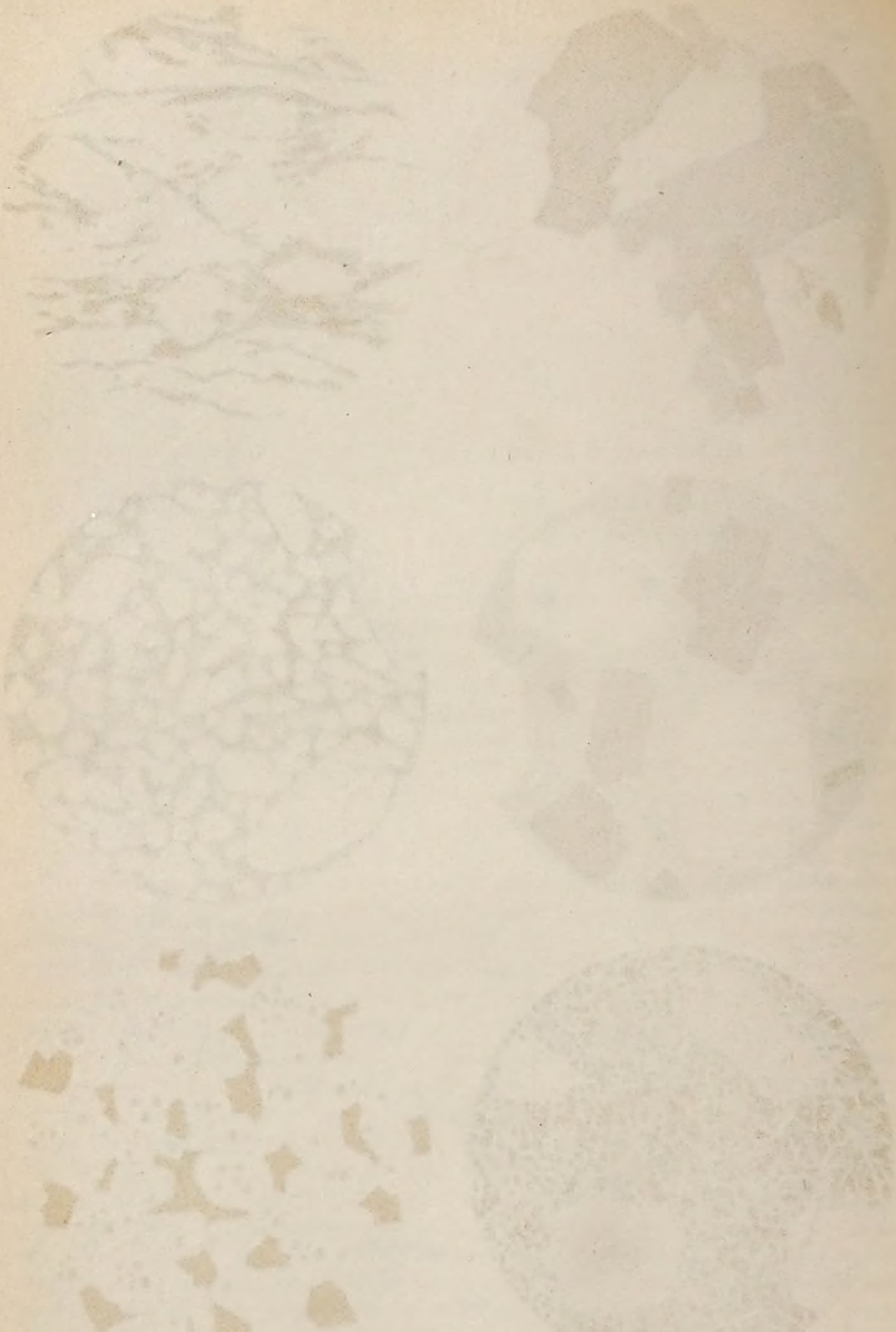
3. Basalt.



6. Quarzglimmerfels.

Dr Etzold del. Lith. Anst. Julius Klinkhardt, Leipzig.

Verlag von Leopold Voss in Hamburg (und Leipzig).



Verbreitung und Verwitterung der Silikatgesteine.

Überblicken wir die mineralogischen Gemengteile, aus denen die vorstehend aufgeführten wichtigsten gemengten Gesteine bestehen, so finden wir, dafs es aufser dem Quarz vorwaltend Silikate sind, deren Zahl sich, wenn wir von den weniger verbreiteten absehen, auf einige wenige reduziert, nämlich: Feldspat (Orthoklas, Albit, Mikroklin, Oligoklas, Andesin, Labradorit), Glimmer (Muscovit, Biotit), Olivin, Augit, Hornblende, Serpentin, Bronzit, Hypersthen, Chlorit, Leucit, Nephelin, Hauyn und einige andere. Diese Silikate spielen also eine grofse Rolle im Mineralreiche, denn sie finden sich sowohl in den krystallinischen Schiefergesteinen, als auch in den Eruptivgesteinen überall wieder. Aus diesen beiden Urgesteinsarten bestehen nun aber die meisten Gebirgsformationen über und unter der Erdoberfläche, und auch die klastischen und sendimentären Gesteine, einfache wie gemengte, sind alle erst aus ihnen entstanden. Die Silikate bilden also gewissermafsen den Grundstock unserer Erdrinde.

Sie leiten sich teils von der Orthokieselsäure, H_4SiO_4, teils von der Metakieselsäure, H_2SiO_3, teils von den verschiedenen Polykieselsäuren (Dikieselsäure, $H_2Si_2O_5$, Trikieselsäure, $H_4Si_3O_8$ etc.) ab, welche durch Kondensation und Wasseraustritt aus dem normalen Hydrat entstehen (s. S. 110).

Da die Silikate (mit Ausnahme der alkalischen, die in der Natur nicht vorkommen) in Wasser unlöslich sind, so leisten die Gesteine, die aus ihnen bestehen, einer bedeutenden Widerstand gegen die Einflüsse der Witterung. Gleichwohl unterliegen sie im Laufe der Jahrhunderte und Jahrtausende unter der Einwirkung mechanischer und chemischer Kräfte einem dauernd fortgesetzten Zerfall, den man Verwitterung nennt.

a) Mechanische Verwitterung. Diese wird ausschliefslich durch mechanische Naturgewalten (Erderschütterung, Temperaturwechsel, Eisbildung, Wasserstürze, Rollen in Wasserfluten, Gletscherschliff etc.) bewirkt. Die Gesteine ändern hierbei ihre chemische Zusammensetzung nicht, sondern werden nur mechanisch in immer kleinere und kleinere Bruchstücke (Gerölle, Schotter, Kies, Sand) zertrümmert und dabei vielfach umgelagert, bis sie zu einer vorübergehenden oder dauernden Ruhe gelangen.

b) Chemische Verwitterung. Diese erfolgt durch den fortgesetzten chemischen Angriff der Atmosphärilien, hauptsächlich Wasser, Kohlensäure und Sauerstoff. Die Kohlensäure ist als eine der schwächsten Säuren in mefsbaren Zeiträumen anscheinend ohne Einflufs auf die Silikate, aber durch lange fortgesetzten Angriff vermag sie in Verbindung mit Wasser schliefslich dasselbe zur bewirken, was durch stärkere Säuren sehr rasch geschieht, nämlich eine Spaltung der Silikate unter Abscheidung von Kieselsäure (s. S. 110). Unter dieser Voraussetzung läfst sich z. B. die Zersetzung des Feldspates oder Orthoklases durch folgende Gleichung ausdrücken:

$$\underbrace{Al_2K_2(Si_3O_8)_2}_{\text{Orthoklas oder Kalifeldspat.}} + CO_2 + 10\,H_2O = \underbrace{Al_2H_4Si_2O_9}_{\text{Aluminiumsilikat oder Thon.}} + \underbrace{K_2CO_3}_{\text{Kaliumkarbonat.}} + \underbrace{4\,H_4SiO_4}_{\text{Orthokieselsäure.}}$$

d. h. der an sich unlösliche Feldspat wird durch Kohlensäure unter Aufnahme von Wasser in unlösliches Aluminiumsilikat oder Thon, lösliches Kaliumkarbonat und lösliches Kieselsäurehydrat zersetzt. Hierdurch zerfällt das Mineral, und wenn es ein Gemengteil eines Gesteines, wie Granit, Porphyr, Syenit, Gneis etc. (s. S. 184 bis 188 der Mineralien) war, so mufs auch dieses seinen Zusammenhang vollständig verlieren und in seine Gemengteile zerfallen. Die chemische Verwitterung[1] ist also gleichzeitig eine Ursache des mechanischen Zerfalles.

Die eben genannten Verwitterungsprodukte des Feldspats haben verschiedene Schicksale. Das Kaliumkarbonat bleibt im Wasser gelöst, verteilt sich im Erdboden und spielt bei der Ernährung der Pflanzen eine wichtige Rolle (s. S. 210). Die Kieselsäure, welche, da bei der Verwitterung immer reichliche Mengen Wasser vorhanden sind, als Orthokieselsäure abgeschieden wird, bleibt ebenfalls gelöst (s. S. 110) und wird entweder mit den Quell- und Regenwässern fortgeführt oder kann, wenn sich die Lösung in Felshöhlen und -spalten sammelt und langsam verdunstet, unter Anhydrobildung (s. S. 110) wieder in fester Form abgeschieden werden (Entstehung der Kieselsäuremineralien der Quarz-, Chalcedon- und Opalgruppe S. 160 u. 161). Der unlösliche Thon endlich bildet ein äufserst zartes Pulver von molekularer Feinheit, weil bei der Zersetzung des Minerals jedes einzelne Molekül gespalten wird. Er „schlämmt" sich deshalb leicht in Wasser auf, macht dasselbe trübe und kann, wenn es sich in Bewegung befindet, sehr lange darin suspendiert[2] bleiben, setzt sich aber aus ruhendem Wasser langsam ab.

Auch andere Silikate unterliegen der Verwitterung, doch verläuft dieselbe weniger leicht und weniger einfach als beim Feldspat. Auch ist das feste Verwitterungsprodukt, wenn in den betr. Silikaten aufser Al noch andere Metalle, z. B. Ca, Mg, Fe etc. enthalten sind, nicht reiner, weifser Thon, sondern ein Gemenge von diesem mit Calcium- und Magnesiumkarbonat, Eisenoxyd, Ferrihydrat und anderen unlöslichen Oxyden, wodurch der thonige Absatz mehr oder weniger dunkel (gelb, rot oder rotbraun) gefärbt erscheint.

Die Verwitterung der Gesteine geht zwar noch jetzt ununterbrochen von statten, wie sich aus den Massen von thonigem Schlamm ergiebt, der alljährlich durch die Bäche und Flüsse aus den Gebirgen weit weg, oft bis ins Meer, geführt wird, in früheren geologischen Perioden aber mufs sie unter dem Einflufs der Erdwärme und einer kohlensäurereicheren

1) Die chemische Verwitterung oder das Zerfallen natürlicher oder künstlich dargestellter chemischer Verbindungen unter dem Einflusse der Witterung kann also nach dem hier und früher Gesagten verschiedene Ursachen haben: 1) Abgabe von Krystall- oder Hydratwasser, z. B. bei Soda (S. 130 u. 211) und Kupfervitriol (S. 209). 2) Aufnahme von Sauerstoff, also Bildung eines höheren Oxydes aus einem niedrigeren, z. B. beim Übergang von Ferrosulfat in Ferrisulfat (wird später beim Eisenvitriol näher zu betrachten sein) und 3) Chemische Zersetzung unter Spaltung in verschiedene salzartige Bestandteile, z. B. im obigen Falle.

2) lat. *suspendĕre*, aufhängen, schwebend machen.

Luft in ungleich gröfserem Mafsstabe stattgefunden haben, wofür das Vorhandensein der klastischen und sedimentären Gesteine, als ein direkter Beweis anzusehen ist. Denn diese sind ersichtlich aus Verwitterungsprodukten der krystallinischen Schiefer- und Eruptivgesteine zusammengesetzt, welche durch den nivellierenden Einflufs der Wasserfluten unter Mitwirkung von Gletscherbewegung und Gletscherschliff in die Thäler hinabgeführt, über weite Landstriche ausgebreitet und abgelagert sind und das heutige Schwemmland (Diluvium, Alluvium) bilden. Dieses, der wichtigste Wohnsitz des Menschengeschlechts, wird zum fruchtbaren Ackerboden, wenn es aufser den seine Hauptmasse bildenden Bestandteilen, Sand (Quarz) und Thon (Aluminiumsilikat) zugleich die für die Pflanzenernährung wichtigsten mineralischen Bestandteile Kali, Kalk, Magnesia, Phosphorsäure und Eisenoxyd, in geeigneten (geringen) Mengen enthält. Letztere stammen ebenfalls aus Gemengteilen der oben genannten Urgesteine: das Kali aus dem Orthoklas, Leucit, Nephelin, Muskovit, der Kalk aus den kalkhaltigen Plagioklasen, dem Augit, der Hornblende, dem Chlorit und einigen anderen, die Magnesia aus dem Biotit, Olivin, Augit, Bronzit, Hypersthen, Hornblende, die Phosphorsäure aus dem Apatit und das Eisenoxyd aus verschiedenen Mineralien der Serpentin-, Olivin-, Hornblendengruppe etc., sowie aus den accessorischen Gemengteilen Magnet- und Titaneisen.

So ist also erst durch die Verwitterung der silikathaltigen Urgesteine die Erdoberfläche für Pflanzen urbar und für Menschen und Tiere bewohnbar geworden. Ohne sie wäre der feste Gesteinsboden ewig öde und unfruchtbar geblieben.

VIII. Die wichtigsten Salze.

1. Chloride.

66. **Natriumchlorid** oder **Kochsalz**, NaCl, farblose, durchsichtige, würfelförmige Krystalle von rein salzigem Geschmack; ziemlich leicht löslich in Wasser. Ist als Mineral sehr verbreitet, teils im festen Zustande als Steinsalz und Steppen- oder Wüstensalz, teils gelöst als Meersalz (Seesalz) im Ozean und vielen Binnenmeeren und als Solsalz in zahlreichen aus der Erde hervortretenden Quellen.

1. Das Steinsalz findet sich oft ganz rein in klaren, durchsichtigen krystallinischen Massen, meistens aber durchsetzt mit Gips (Anhydrit), Thon etc. Die wichtigsten Salzbergwerke im mittleren und nördlichen Europa sind: in den Karpathen bei Wieliczka und Bochnia, seit 800 Jahren in Betrieb, und Kalusz, in den österreichischen und bayrischen Alpen bei

Hallstatt und Ischl (Salzkammergut), Aussee (Steiermark) Hallein und Dürrenberg (Salzburg), Berchtesgaden, Reichenhall (Oberbayern) und Hall (Tirol); in den nördlichen Ausläufern des Schwarzwaldes bei Jagstfeld und Wimpfen (Württemberg, Hessen); im Westen der Vogesen bei Dieuze (Lothringen); ferner in der norddeutschen Tiefebene zwischen Weser und Weichsel in einer Mächtigkeit von 1000 m und darüber: bei Stafsfurt und Leopoldshall (Prov. Sachsen), Segeberg (Holstein), Sperenberg (6 Meilen südlich von Berlin) und Inowrazlaw (südöstlich von Bromberg in Posen).

Die Steinsalzlager sind Abdampfungsrückstande früherer Binnenmeere. Das Meerwasser enthält (und enthielt auch früher) aufser dem Kochsalz noch verschiedene andere Salze gelöst: Kalium-, Magnesium-, und Calciumchlorid, Calcium- und Magnesiumsulfat, Natrium- und Magnesiumbromid und noch andere in geringen Mengen. Wenn sich trotzdem durch Abdampfen daraus mehr oder weniger mächtige Schichten von reinem Chlornatrium abgeschieden haben, so ist dies dadurch zu erklären, dafs letzteres immer in überwiegend gröfster Menge vorhanden ist, wie folgende Zusammenstellung zeigt:

100 Tle. Meerwasser enthalten	Kochsalz	Andere Salz	Zusammen	% NaCl vom ganzen Salzgehalt
im atlantischen Ozean	2,60—2,75	0,87—0,88	3,47—3,63	74,9—75,7
in der Nordsee	2,56	0,84	3,40	75,3
im Mittelmeer	2,94	0,82	3,76	78,2
in der Ostsee	1,49	0,28	1,77	84,2
im schwarzen Meer	1,41	0,36	1,77	79,9

Beim Eindampfen des Meerwassers mufs also die Lösung zuerst für NaCl ihren Sättigungspunkt erreichen und lange Zeit hindurch nur dieses Salz ausscheiden, während die übrigen Salze, deren Gesamtmenge von der des Kochsalzes nur $^1/_3$ bis $^1/_5$ beträgt, in der Mutterlauge gelöst bleiben. (Vgl. S. 123.) Bei fortgesetztem Abdampfen werden auch diese auskrystallisieren, und zwar nach Mafsgabe ihrer Löslichkeit und Menge, so dafs die schwerer löslichen und in gröfserer Menge vorhandenen zuerst folgen und zuletzt die leichtest löslichen und die in geringer Menge vorhandenen übrig bleiben. — Das tote Meer hat für Chlornatrium bereits seinen Sättigungspunkt erreicht und scheidet dieses Salz jetzt schon aus.

Diese aus der Theorie der Lösungen sich ableitenden Schlufsfolgerungen finden sich in vorzüglicher Weise bestätigt bei dem Stafsfurter Steinsalzlager (Fig. 205), welches sich vom Harz bis zur Elbe und von Magdeburg bis Bernburg erstreckt. Es wurde 1839 durch Bohrversuche entdeckt und 1852—1857 durch Abteufen eines ersten Schachtes erschlossen. Es hat von seinem tiefsten Punkte bis zum obersten der Salzfläche eine senkrechte Höhe von 5000 Fufs. Die untersten Schichten sind nur *Steinsalz,* welches aus einer Aufeinanderfolge von 8—9 cm dicken Salzschichten, zwischen denen dünne Anhydritschnüre eingelagert sind,

besteht; — wirkliche Jahresringe, welche durch abwechselndes Auskrystallisieren von Steinsalz im Sommer und Anhydrit im Winter entstanden sind und auf einen Zeitraum der Abscheidung von mindestens 10000 Jahren hinweisen (Precht). Dann folgt ein Tripelsalz: Calcium-Kalium-Magnesiumsulfat, *Polyhalit* ($2\,CaSO_4 . K_2SO_4 . MgSO_4 + 2\,H_2O$), hierauf der leichter lösliche *Kieserit*, Magnesiumsulfat, und zuletzt der am leichtesten lösliche *Karnallit*, ein Doppelsalz aus Chlormagnesium und Chlorkalium bestehend ($MgCl_2 . KCl + 6\,H_2O$). Das ganze Salzlager ist bedeckt von einer undurchlässigen *Salzthonschicht* und dann von *Anhydrit* und *Buntsandstein*. Es ist in der Mitte gehoben und geborsten. — Die eben genannten Mineralien, aufser denen sich noch einige andere, z. B. *Kainit*, Kalium-Magnesiumsulfat mit Magnesiumchlorid, $K_2SO_4 . MgSO_4 + MgCl_2 + 6\,H_2O$, *Tachhydrit*, Calcium-Magnesiumchlorid, $CaCl_2 . 2\,MgCl_2 + 12\,H_2O$, *Schönit*, Kalium-Magnesiumsulfat, $K_2SO_4 + MgSO_4 + 6\,H_2O$, und *Sylvin*, Kaliumchlorid, finden, heifsen zusammen Abraumsalze und bilden die Grundlage einer blühenden Industrie.

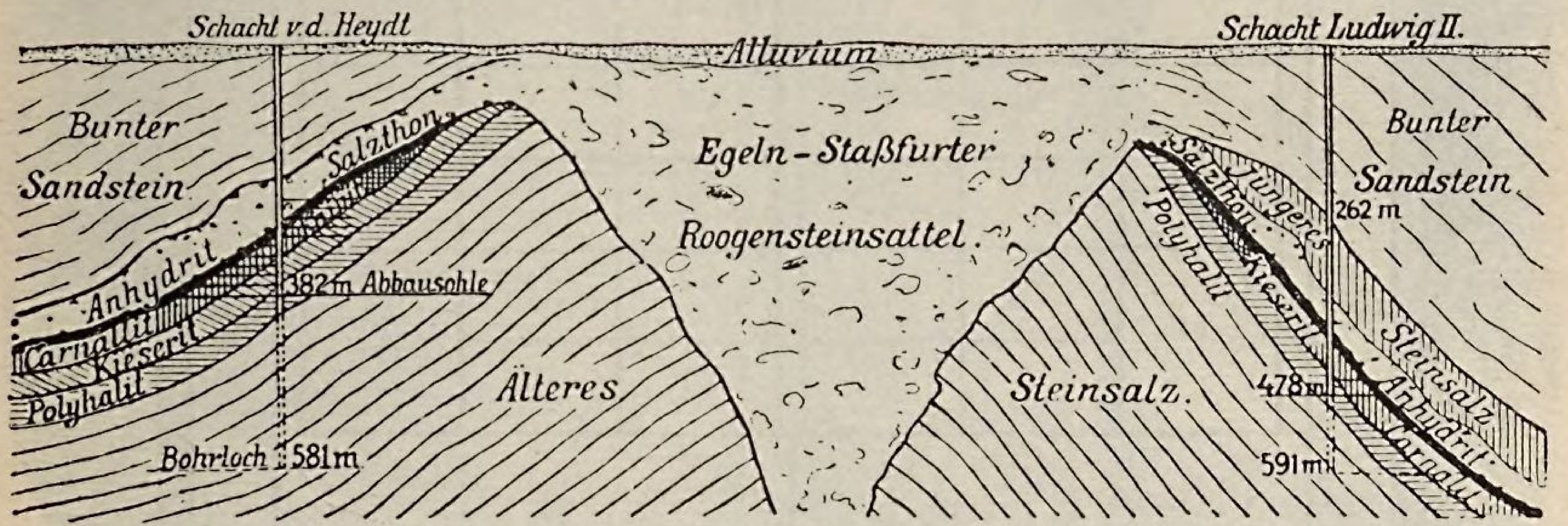


Fig. 205. Durchschnitt durch das Salzlager von Stafsfurt.[1]

Ihr Vorhandensein beweist, dafs der Abdampfungsprozefs sich bei dem Stafsfurter Salzlager bis zur vollständigen Eintrocknung des ehemaligen Meeres fortgesetzt hat. Da bei den übrigen Salzwerken mit wenigen Ausnahmen (z. B. bei Kalusz in Galizien, wo Kainit gefunden wird) die Abraumsalze fehlen, so mufs bei diesen die Eintrocknung vorzeitig durch Ablaufen der Mutterlauge unterbrochen worden sein. Die Auffindung der Stafsfurter Abraumsalze hat, abgesehen von ihrer hohen industriellen Bedeutung im allgemeinen, noch besonders für die Landeskultur dadurch einen unschätzbaren Wert erlangt, dafs sie zu einer reichen Quelle für kalihaltige Düngesalze (Polyhalit, Karnallit, Kainit, Sylvin) geführt hat, welche ehedem in kaum nennenswerter Menge aus dem Mineralreiche gewonnen werden konnten, jedenfalls nicht in solchen Quantitäten, dafs sie als Ersatz für das dem Ackerboden durch die Ernten alljährlich entzogene Kali ausreichend gewesen wären. Der Boden mufste deshalb im Laufe der Jahre an Kali immer mehr verarmen und, da das Kali zu den unentbehrlichen mineralischen Pflanzennahrungsmitteln gehört, mit der Zeit immer mehr und mehr an Ertragsfähigkeit einbüfsen. (Verarmung des Bodens durch die Kultur;

1) Nach Precht.

Raubbau.) Diese Gefahr ist durch die Abraumsalze beseitigt, welche den Kalibedarf des Ackerlandes für unabsehbare Zeit in mehr als ausreichendem Maſse zu decken im stande sind. — Die Kalifrage ist hierdurch für die Landwirtschaft in ebenso befriedigender Weise gelöst, wie die gleichwichtige Phosphorsäurefrage durch die Thomasschlacke (s. S. 62 und 207).

2. Das Meersalz wird in südlichen salzarmen Ländern (Südfrankreich,

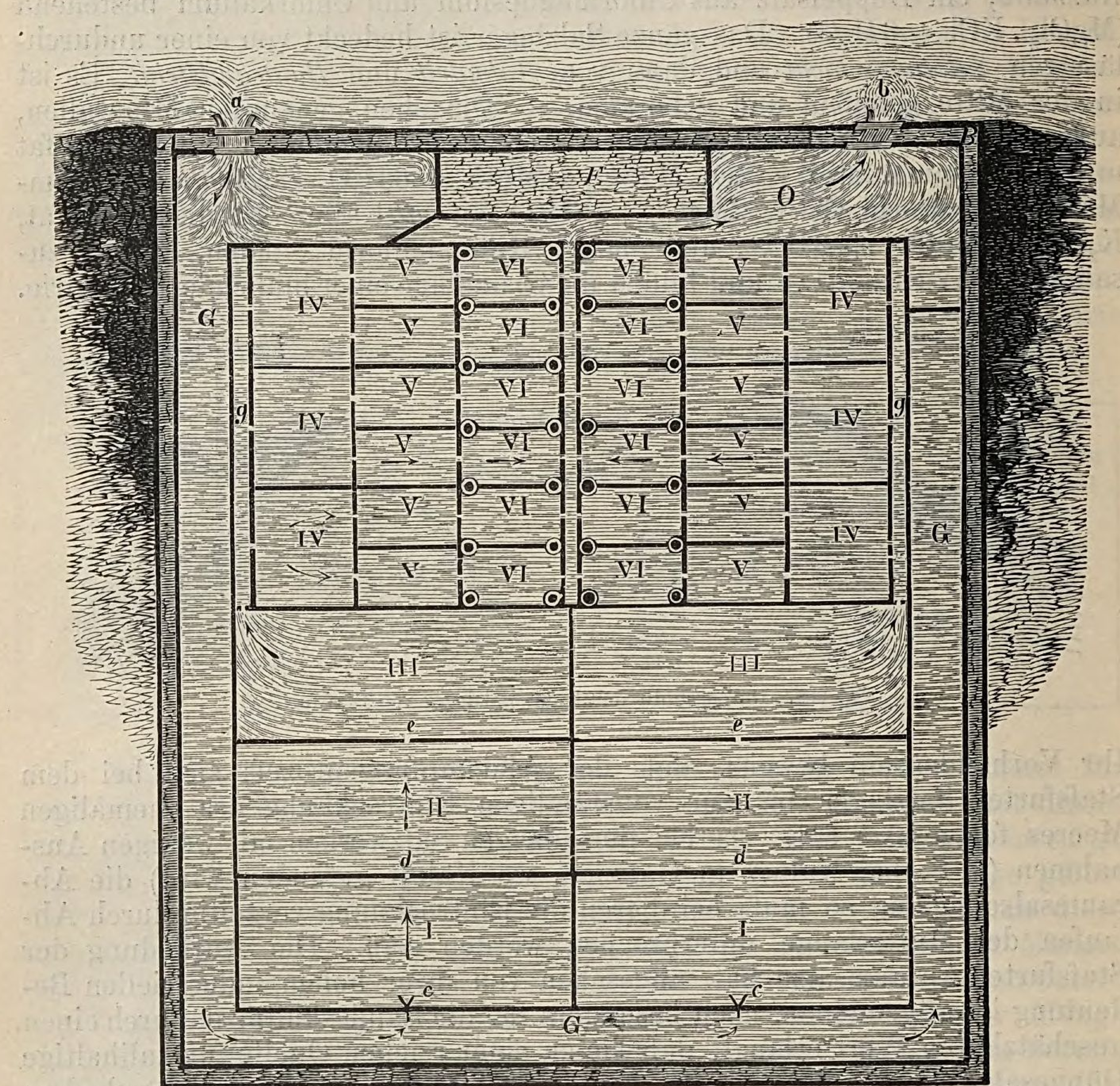


Fig. 206. Salzgarten.

Italien, Dalmatien, Spanien) durch Verdunsten von Meerwasser unter Benutzung der Sonnenwärme in den sogenannten Salzgärten gewonnen.

Diese haben folgende Einrichtung: Am Strande des Meeres wird ein fester Damm *AB* angelegt, welcher hoch genug ist, um die Anlage selbst gegen die höchsten Fluten zu schützen. In diesem befinden sich zwei Schleusenthore *a* und *b*, welche in ein groſses Reservoir münden. Durch die Schleuse *a* läſst man das Meerwasser zur Zeit der Flut in den Graben *G*, welcher fast das ganze Reservoir umgiebt. Von diesem flieſst es durch verschlieſsbare Öffnungen *c* in die innern Abteilungen (Beete genannt) zunächst in I, dann durch die Öffnungen *d* nach II und hierauf durch die Öffnungen

e nach III. In jedem dieser Beete verweilt das Wasser eine gewisse Zeit, um darin zu verdunsten; so wird es allmählich konzentriert. Von III fliefst es in den seitlichen Graben *g* und speist von diesem aus der Reihe nach die Beete IV, V, VI. In den letzteren ist die Lösung endlich so konzentriert, dafs sich das Salz krystallinisch ausscheidet. Man krückt es heraus und bringt es auf die Plattform *F*. Die übrig bleibenden Mutterlaugen fliefsen durch den mittleren Kanal nach *O* und werden durch die Schleuse *b* zur Zeit der Ebbe ins Meer abgelassen.

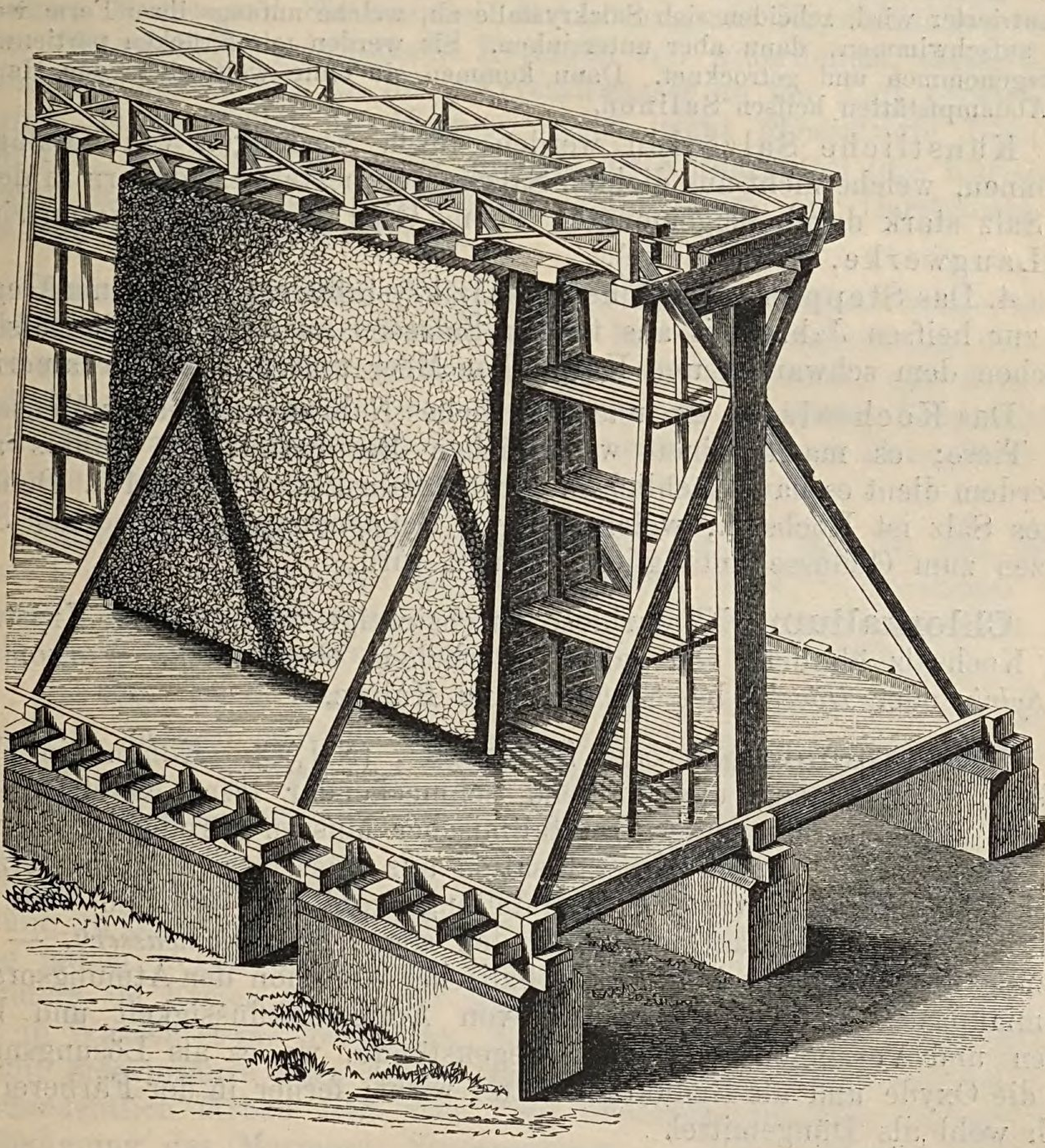


Fig. 207. Gradierwerk.

3. Das **Solsalz** gewinnt man aus **natürlichen Salzsolen**, welche an zahlreichen Orten aus der Erde gepumpt werden (Halle, Dürrenberg bei Leipzig, Schönebeck bei Magdeburg, Lüneburg, Reichenhall), durch Eindampfen in den Salinen. Sind die Solen nicht konzentriert genug (23 bis 25 %) so läfst man sie behufs Ersparung von Brennmaterial zuvor durch ein **Gradierwerk** laufen (Fig. 207).

Dies besteht aus einem hohen Gerüst, welches mit Baumreisern ausgeführt ist. Die Sole wird hinaufgepumpt und fliefst langsam durch das Reisig hinab, wobei sie durch Luftzug verdunstet und unten mit richtiger Konzentration (siedewürdig) ankommt. Kalkhaltige und andere schwer lösliche Salze setzen sich auf den Reisern als feste Rinde ab, und das leichter lösliche Kochsalz bleibt fast allein in der Lösung zurück. Die unten ankommende Lauge wird dann versotten. Die hierzu dienenden Abdampfpfannen haben 8 und mehr Quadratmeter Fläche und einige Dezimeter Tiefe. Durch direktes Feuer werden sie erwärmt, und in dem Mafse, wie die Sole konzentrierter wird, scheiden sich Salzkrystalle ab, welche anfangs ihrer Form wegen oben aufschwimmen, dann aber untersinken. Sie werden mit Krücken partienweise herausgenommen und getrocknet. Dann kommen sie ohne weiteres in den Handel. Die Abdampfstätten heifsen Salinen.

Künstliche Salzsolen werden durch Auslaugen von Salzlagern gewonnen, welche nicht aus dichten Salzmassen bestehen, sondern in denen das Salz stark durch beigemengten Thon, Gips, Mergel etc. verunreinigt ist (Laugwerke, Sinkwerke).

4. Das Steppen- oder Wüstensalz krystallisiert in trockenen Gegenden zur heifsen Jahreszeit aus flachen Salzseen aus, z. B. in Südrufsland zwischen dem schwarzen und Kaspischen Meer und in Uta (Nordamerika).

Das Kochsalz ist ein unentbehrliches Nahrungsmittel für Menschen und Tiere; es macht einen wesentlichen Bestandteil des Blutes aus; aufserdem dient es hauptsächlich in der Sodafabrikation (s. S. 211). Denaturiertes Salz ist Kochsalz, welches durch Beimengung verschiedener Substanzen zum Genusse untauglich gemacht wird.

Chlorkalium, KCl, farblose, durchsichtige, würfelförmige Krystalle, dem Kochsalz ähnlich, von salzig-bitterlichem Geschmack. Vorkommen als *Sylvin* oder *Hövelin* bei Stafsfurt und Kalusz.

Chlorammonium oder **Salmiak**[1], $(NH_4)Cl$. Kommt in Form weifser, scharf salzig und kühlend schmeckender loser Krystalle oder grofser, zusammenhängender, krystallinischer Massen (Brode) im Handel vor. Erstere sind durch Krystallisation aus wässeriger Lösung, letztere durch Sublimation gewonnen. Darstellung wohl zum gröfsten Teile aus dem bei der Gasfabrikation abfallenden sog. „*Ammoniakwasser*“. — Benutzung als Arzneimittel bei katarrhalischer Affektion der Atmungsorgane (Salmiakpastillen), zur Darstellung von Ammoniakflüssigkeit und beim Löten und Verzinnen metallener Gegenstände, wo es als Lösungsmittel für die Oxyde und als Reduktionsmittel wirkt; ferner in der Färberei und auch wohl als Düngemittel.

Chlorcalcium, $CaCl_2$, bei höherer Temperatur schmelzbar, sehr hygroskopisch, sehr leicht löslich, krystallisiert als $CaCl_2 + 6H_2O$. Das wasserfreie Salz dient wegen seiner Hygroskopizität zum Füllen von Trockenröhren für Gase, das krystallisierte zu Kältemischungen (4 Tle. des Salzes und 2 Tle. Schnee erniedrigen die Temperatur um etwa 40°).

1) lat. *sal ammoniacum*, Ammonsalz, ein im Sande der Ammonsoase (in der römischen Provinz Ammoníaca in Ägypten) gefundenes Salz; daraus durch Zusammenziehung: Salmiak.

2. Sulfate.

Natriumsulfat oder **Glaubersalz**[1], $Na_2SO_4 + 10H_2O$, wird aus Kochsalz durch Einwirkung von Schwefelsäure (s. Sodafabrikation, wobei Salzsäure als Nebenprodukt gewonnen wird, s. S. 211), Auslaugen der geglühten Masse und Eindampfen der Lösung zur Krystallisation dargestellt. Wasserhelle, prismatische Krystalle von widerlichem, salzig-bitterlichem Geschmack mit ca. 56% Krystallwasser an der Luft verwitternd; ziemlich leicht löslich in Wasser, giebt leicht übersättigte Lösungen (s. S. 129). — Benutzung in der Medizin als Abführmittel (das Karlsbader Wasser enthält als Hauptbestandteil Glaubersalz), zur Darstellung der Soda und in der Glasfabrikation.

Ammoniumsulfat, $(NH_4)_2SO_4$. Scharf salzig schmeckende, kleine, weifse Krystalle. Wird als Nebenprodukt bei der Gasfabrikation aus dem dabei abfallenden „Ammoniakwasser" (s. § 90) gewonnen, aus dem man durch Destillation das NH_3-Gas befreit und in verdünnte Schwefelsäure leitet. Benutzung hauptsächlich als Düngemittel und zur Darstellung von Ammoniakflüssigkeit.

Calciumsulfat. Das Calciumsulfat findet sich in der Natur 1. als Gips[2], wasserhaltige Krystalle, $CaSO_4 + 2H_2O$ (*Marienglas* oder *Fraueneis*, *Faser-G.*, *Schaum-G.*, *dichter G.* [*Alabaster*] und *erdiger G.*), und 2. als Anhydrit, wasserfrei, $CaSO_4$ (s. Min. Nr. 67 u. 68).

Der Gips ist in Wasser schwer löslich, in kaltem etwas leichter als in heifsem; deshalb wird die kalt gesättigte Lösung beim Erwärmen trübe. Er verliert beim Erhitzen auf 120—130° sein Krystallwasser (*gebrannter Gips*) und nimmt dasselbe dann, wenn man ihn mit Wasser anrührt, langsam wieder auf, wobei er zu einer festen Masse erstarrt und dabei die Form des umgebenden Gefäfses genau wiedergiebt. Daher seine Benutzung zu Gipsabgüssen, Statuen, Stuckaturarbeiten, Fufsböden (Estrich). Diese haben wegen ihrer Weichheit (Härte 2) geringe Dauer und sind besonders im Freien durch das Regenwasser leicht vergänglich, da der Gips in Wasser etwas löslich ist. Um sie dauerhafter zu machen, werden sie mit Stearinsäure oder Firnis getränkt. Hierbei lassen sie sich auch verschiedentlich färben und nach dem Trocknen schleifen und polieren (Nachahmung des Marmors, Stuckmarmor). — Der Alabaster dient zur Herstellung von Kunstwerken verschiedener Art (Vasen, Säulen, Statuen, Ornamente etc.).

Bariumsulfat, $BaSO_4$, findet sich in der Natur als *Schwerspat* und wird künstlich (durch Fällen einer $BaCl_2$-Lösung mit Na_2SO_4) als

1) 1658 von dem Chemiker Glauber entdeckt; deshalb *sal Glauberi*, auch wegen seiner drastischen Wirkung auf den Darmkanal *sal mirabĭle* genannt. — 2) lat. *gypsum*, griech. *γύψος* (*gypsos*).

zartes, weifses Pulver gewonnen, welches unter dem Namen *Blanc fixe* oder *Permanentweifs* (so genannt wegen seiner Unveränderlichkeit) als Anstrichfarbe dient. Der gemahlene natürliche Schwerspat wird auch zur Verfälschung von Mehl benutzt (s. Min. Nr. 70).

Kaliumaluminiumsulfat oder **Alaun,** $K_2Al_2(SO_4)_4 + 24H_2O$. Grofse wasserhelle, oktaedrische Krystalle von saurem, zusammenziehendem Geschmack und saurer Reaktion. Kommt vereinzelt als Auswitterungsprodukt in Klüften vulkanischer Gesteine und Laven vor und wird fabrikmäfsig aus Alaunstein, Alaunschiefer und Alaunerde (ältere Methode), jetzt hauptsächlich aus Thon (Kaolin s. u. Silikate) durch Aufschliefsen mit Schwefelsäure und Vermischen der Lösung mit Kaliumsulfat gewonnen. Benutzung in der Zeugfärberei und -druckerei als Beizmittel zur Fixierung der Farben. (Viele Farben haften nicht direkt auf der Faser, geben aber mit Thonerde unlösliche Verbindungen oder Lacke, welche haften bleiben), in der Gerberei (weifsgares Leder), in der Papierfabrikation (zum Leimen des Papiers), zur Herstellung feuerabhaltender Anstriche, Klärung trüben (thonigen) Wassers, zur Desinfektion der Abwässer in Schlachthäusern und in der Medizin als adstringierendes (zusammenziehendes) Mittel. — Da bei allen diesen Benutzungsarten der Kaligehalt des Alauns ohne Bedeutung ist, so wird letzterer in neuerer Zeit mit Vorteil durch das Aluminiumsulfat ersetzt.

Aufser dem eigentlichen oder Kalialaun giebt es auch Alaune, in denen das K durch Na, Am (Rb, Cs) und das Al durch Fe, Cr und Mn ersetzt ist, z. B. Kaliumchromalaun (oder kurzweg Chromalaun), $Cr_2K_2(SO_4)_4 + 24H_2O$, Natriumeisenlaun, $Fe_2Na_2(SO_4)_4 + 24H_2O$, Ammoniummanganalaun, $Mn_2Am_2(SO_4)_4 + 24H_2O$ etc.

Aluminiumsulfat, $Al_2(SO_4)_3 + 18H_2O$. Krystallisiert schwer in sehr leicht löslichen Blättchen; kommt in Form gegossener Tafeln oder Platten in den Handel. Dient zu allen beim Alaun angegebenen Zwecken, den es deshalb mehr und mehr aus der Technik verdrängt hat, weil es bei gleichem Gewicht wirksamer ist, als dieser.

Magnesiumsulfat oder **Bittersalz,** $MgSO_4 + 7H_2O$. Kleine, durchsichtige, rhombische Prismen von bittersalzigem Geschmack. — Vorkommen als *Kieserit* bei Stafsfurt (s. o.) und *Epsomit* (s. Min. Nr. 72 u. 73), sowie als Bestandteil verschiedener Mineralwässer (Bitterwässer, z. B. von Püllna und Seidschütz in Böhmen und die Ofener Wässer, darunter die Rakoczy- und die Hunyadi-Jánosquelle) und des Meerwassers. Benutzung in der Medizin als Abführmittel.

Ferrosulfat oder **Eisenvitriol**[1], $FeSO_4 + 7H_2O$. Blafsbläulichgrüne, durchsichtige Krystalle, isomorph mit Magnesiumsulfat. Wird gewonnen durch Auslaugen von verwittertem Eisenkies mit Wasser und Abdampfen zur Krystallisation oder durch Auflösen von Eisen in verdünnter Schwefelsäure (s. S. 117). Die Krystalle verwittern an der Luft

durch Aufnahme von Sauerstoff unter Bildung von Ferrisulfat und Ferrihydrat,

$$6FeSO_4 + 3O + 3H_2O = 2Fe_2(SO_4)_3 + 2Fe(OH)_3,$$

wobei sie zu einem gelblichen Pulver zerfallen. Auch die Lösung erleidet dieselbe Umwandlung. Benutzung hauptsächlich zur Darstellung von Eisensalzen durch Wechselzersetzung (s. S. 145), in der Zeugfärberei und -druckerei als Beizmittel (wie der Alaun oder das Aluminiumsulfat) und zur Fabrikation von Tinte.

Manganosulfat oder **Manganvitriol**[1], $MnSO_4 + 7H_2O$, blafs rosenrote, durchsichtige Krystalle, isomorph mit Eisenvitriol.

Zinksulfat oder **Zinkvitriol**[1], $ZnSO_4 + 7H_2O$. Weifse, nadelförmige Krystalle, isomorph mit Magnesiumsulfat. Benutzung in der Kattundruckerei und in der Medizin (Augenwasser).

Kupfersulfat oder **Kupfervitriol**[1], $CuSO_4 + 5H_2O$. Blaue Krystalle von widerlich metallisch zusammenziehendem Geschmack, an der Luft unter Wasserverlust verwitternd. Das wasserfreie Salz wird durch Erhitzen als weifses Pulver gewonnen, welches unter starker Erwärmung und Wiederherstellung der blauen Farbe das Krystallwasser wieder aufnimmt. Krystalle von der Zusammensetzung $CuSO_4 + 7H_2O$, isomorph mit Magnesiumsulfat, scheiden sich aus einer Lösung aus, die aufser Kupfersulfat noch Magnesium-, Zink- oder Eisensulfat enthält. Findet ausgedehnte Anwendung in der Galvanoplastik, zur Darstellung verschiedener Kupfersalze und in Lösung mit etwas gelöschtem Kalk versetzt, wodurch eine himmelblaue Lösung (*eau celeste, eau bordelaise*, Bordeauxwasser) entsteht, zur Besprengung der Weinreben behufs Abhaltung der *Peronospora*, neuerlich auch zur Besprengung des Kartoffelkrauts gegen die Kartoffelkrankheit, sowie des Saatweizens zur Verhütung des Brandes.

Adlervitriol oder Doppelvitriol sind blaugrüne Mischkrystalle aus Cupri- und Ferrosulfat, welche aus einer gemischten Lösung beider Salze auskrystallisieren (s. S. 129). Man gewinnt dies Salz gewöhnlich aus verwitterten, Kupferkies haltigen Eisenkiesen durch Auslaugen und Krystallisieren. Benutzung in der Färberei als Beize zum Schwarzfärben.

3. Karbonate.

67. **Kaliumkarbonat** oder **Pottasche**, K_2CO_3. Im reinen Zustande bildet dies Salz eine weifse, krümelige, an der Luft rasch Feuchtigkeit anziehende, sehr leicht lösliche, schwer krystallisierende Masse von ätzenden Eigenschaften und alkalischer Reaktion. Heifst in unreinem Zustande Pottasche. — Ihre Gewinnungsweisen sind folgende:

1) lat. *vitrum*, das Glas, wegen des glasartigen Aussehens der Krystalle. Vitriole, der allgemeine Name für Sulfate.

1. Aus der Pflanzenasche. Das Kaliumkarbonat bildet einen wesentlichen Bestandteil der Holzasche, überhaupt der Asche aller Landpflanzen, welche zu ihrer Entwicklung, ihrem Wachstum und ihrer Reife notwendig Kalisalze gebrauchen und diese deshalb aus dem Erdboden in sich aufnehmen. Beim Verbrennen wird die organische Substanz der Pflanzen zerstört, und die mineralischen Bestandteile derselben bleiben als Asche zurück, welche mehr oder weniger reich an Kaliumkarbonat ist. Die Holzasche enthält durchschnittlich 8—16% dieses Salzes, deshalb bildete sie früher das wichtigste Rohmaterial für die Gewinnung desselben, jetzt aber wird es nur noch in waldreichen, schwach bevölkerten und verkehrsarmen Gegenden (Rufsland, Schweden, Ungarn, Illyrien, Kanada) daraus hergestellt. Das Holz wird dort entweder blofs zum Zwecke der Aschengewinnung verbrannt (Waldasche), oder man sammelt die Asche von den Feuerstätten (Brennasche). Auch durch Verbrennung von Stroh und Steppenpflanzen wird Asche gewonnen. Die Verbrennung erfolgt in Gruben. Die Asche enthält aufser Kaliumkarbonat, welches überwiegt, noch Karbonate, Sulfate, Chloride, wenig Phosphate und Silikate von Na, Ca, Mg und Fe. Sie wird an einigen Orten ohne weitere Reinigung in den Handel gebracht, meist aber einer weitergehenden Behandlung unterworfen, indem man sie auslaugt und durch Eindampfen der Lauge die rohe Pottasche gewinnt. Das Auslaugen geschieht in grofsen Fässern mit kaltem oder heifsem Wasser, bis die Asche möglichst erschöpft ist. Der Rückstand heifst *Äscherich* und wird als Dünger benutzt, der aber nur wegen seines geringen Gehalts an Phosphorsäure einigen Wert besitzt. Die rohe Pottasche enthält 50% bis höchstens 70% Kaliumkarbonat. Durch nochmaliges Auflösen und Eindampfen, wobei man die bei einer gewissen Konzentration sich ausscheidenden fremden Beimengungen (besonders Kaliumsulfat) ausschöpft, wird sie gereinigt (*raffinierte Pottasche*). Entweder dampft man die Lauge bis zu einem festen Salzkuchen ein, den man nach dem Erkalten zerschlägt (*ausgeschlagene Pottasche*), oder man rührt in der letzten Periode des Eindampfens die dick gewordene Salzmasse, so dafs sie schliefslich ein trockenes, grobkörniges Pulver bildet (*ausgerührte Pottasche*). Zuletzt wird sie stark erhitzt (calciniert). Das Calcinieren nahm man früher (in Norddeutschland) in Töpfen vor, daher der Name (von dem plattdeutschen „Pott“ für Topf).

2. Aus der Schlempekohle von der Rübenzuckermelassen-Spritfabrikation. Die Melasse des Rübenzuckers ist ihres Salzgehaltes wegen nicht geniefsbar; sie wird deshalb an vielen Orten durch Gärung auf Spiritus verarbeitet. Nach dem Abdestillieren des letzteren bleibt die Schlempe, welche die Salze der Rübe enthält, zurück. Sie wird eingedampft, verkohlt (Schlempekohle), nochmals ausgeglüht, ausgelaugt und liefert eine farblose Lösung, welche beim abermaligen Eindampfen einen Salzrückstand liefert, aus dem man die Pottasche gewinnt.

3. Aus dem Wollschweifs. Die rohe Schafwolle, welche 60 bis 80% Schweifs und Schmutzstoffe enthält, wird mit kaltem Wasser mehrmals ausgelaugt und liefert ein Schmutzwasser, welches man in Flammen-

öfen eindampft und calciniert. Der Salzrückstand mit mehr als 45 % Kaliumkarbonat kommt als Wollschweifspottasche in den Handel.

4. Aus dem Chlorkalium der Stafsfurter Abraumsalze. Der Prozefs ist dem Sodaprozefs (s. Natriumkarbonat) nachgebildet; er liefert ein Handelsprodukt, welches bis 98 % reines Kaliumkarbonat enthält.

Diese vier Gewinnungsweisen sind in ökonomischer Hinsicht durchaus nicht gleichwertig. Die drei ersten liefern Pottasche, welche aus dem Pflanzenreich (1 und 2 direkt, 3 indirekt), also aus dem Ackerboden stammt. Da sie dem Boden nicht wiedergegeben, sondern anderweit verwandt wird, geht sie diesem verloren, was zur Verarmung führt (Raubbau, s. o. S. 204). Nur die letzte Darstellungsweise ist rationell, denn sie liefert ein Produkt, welches nicht dem Pflanzenreiche, sondern dem Mineralreiche entstammt.

Benutzung der Pottasche (gegenwärtig durch die Soda, aus Kochsalz gewonnen, sehr eingeschränkt): zur Darstellung von böhmischem Krystall- und englischem Flintglas, Kalisalpeter, Kaliumhydrat (S. 138) und in der Seifenfabrikation (Schmierseife).

Natriumkarbonat oder **Soda**, $Na_2CO_3 + 10H_2O$. Grofse, wasserhelle Krystalle, deren Wassergehalt 62,8 % beträgt; an der Luft unter Wasserverlust verwitternd und dabei zu einem weifsen Pulver zerfallend. Geben beim Erwärmen und späteren Glühen ihr Krystallwasser vollständig ab (calcinierte Soda). Ziemlich leicht löslich in Wasser; die Lösung wirkt ätzend und reagiert alkalisch. — Die Gewinnungsweisen der Soda sind folgende:

1. Natürliche Soda (Trona) aus den Sodaseen zwischen dem Nil und der lybischen Wüste in Ägypten.

2. Aus der Asche von Strand- und Seegewächsen. Diese nehmen aus dem Boden, im Gegensatz zu den Landpflanzen, wenig Kali- und verhältnismäfsig viel Natronsalze in ihren Organismus auf und geben beim Verbrennen eine Asche, welche bis 30 % Natriumkarbonat enthält. Man gewinnt solche Asche an der spanischen Küste, hauptsächlich aus *Salicornia sativa* (*Barilla*) unter dem Namen *Barilla-Asche*, in Süd-Frankreich als *Salicor* aus *Salicornia annua*, in der Normandie als *Varec* und in Schottland als *Kelp* aus verschiedenen Fucusarten (Tangen), welche dort zum Teil an den Strand geworfen, zum Teil abgemäht werden. — Aus diesen „Sodaaschen“ wird das Salz durch Auslaugen auf ähnliche Weise gewonnen, wie die Pottasche aus Holzasche (s. o. S. 210). Doch hat diese Industrie nur noch eine lokale Bedeutung, da die meiste Soda aus Kochsalz gewonnen wird.

3. Aus Kochsalz nach dem Verfahren von LEBLANC (*Leblanc-soda*, 1791). Das Kochsalz wird zuerst durch Schwefelsäure in Natriumsulfat verwandelt (in den Sulfatöfen):

$$2NaCl + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2HCl.$$

Hierbei entweicht Chlorwasserstoff, welchen man in einer Reihe thönerner Absorptionsgefäfse und zuletzt in einem Absorptionsturme durch Wasser auffängt (s. S. 143), wodurch als Nebenprodukt wässerige konzentrierte Salzsäure gewonnen wird. Hierauf wird das Sulfat mit Kohle und Kreide gemengt und in Flammenöfen stark geglüht. Das Sulfat wird durch die Kohle zu Schwefelnatrium reduziert:

$$Na_2SO_4 + 2C = Na_2S + 2CO_2 \text{ (und CO)},$$

und letzteres zersetzt sich zugleich mit der Kreide zu Schwefelcalcium und Natriumkarbonat:

$$Na_2S + CaCO_3 = Na_2CO_3 + CaS.$$

Das Gemenge von $Na_2CO_3 + CaS$ bildet eine geschmolzene Masse (Rohsoda), aus welcher man durch Auslaugen und Eindampfen die krystallisierte Soda gewinnt. Als Rückstand bleibt das unlösliche Schwefelcalcium (Sodarückstände), welches man zur Wiedergewinnung des darin enthaltenen Schwefels weiter verarbeiten kann.

4. Aus Kochsalz und Ammoniumdikarbonat nach dem Verfahren von Solvay (*Ammoniaksoda* oder *Solvaysoda*, 1866). Eine konzentrierte Kochsalzlösung setzt sich mit Ammoniumdikarbonat nach der Gleichung:

$$NaCl + AmHCO_3 = NaHCO_3 + AmCl$$

direkt zu Chlorammonium und Natriumdikarbonat um, welch' letzteres sich wegen seiner Schwerlöslichkeit als feines Krystallpulver aus der Lösung ausscheidet (T. § 168, b).

Bei der praktischen Ausführung des Prozesses wird aber das Ammoniumdikarbonat nicht als fertig gebildetes Salz angewendet, sondern die Kochsalzlösung zuerst mit Ammoniak gesättigt und dann Kohlensäure (welche durch Brennen von Kalkstein erzeugt wird) hineingeprefst. Die Lauge, welche das als Nebenprodukt auftretende Chlorammonium enthält, wird durch Kalkmilch zersetzt, und das dabei entwickelte Ammoniak gelangt wieder in den Prozefs zur Sättigung neuer Mengen von Kochsalzlauge. Das dabei abfallende Chlorcalcium wurde früher verloren gegeben. Neuerlich aber gewinnt man das darin enthaltene Chlor, indem man die Lösung des Salzes durch Behandlung mit Magnesia und Kohlensäure in Calciumkarbonat und Magnesiumchlorid umsetzt, welche beiden Salze man durch Filtration trennt. Das letztere wird durch Zusatz von Magnesia in Magnesiumoxychlorid umgewandelt, welches bei hoher Temperatur unter Zuleiten von Luft zunächst Salzsäure und dann freies Chlor giebt, während Magnesia zurückgebildet wird und wieder in den Prozefs geht. — Nach einem anderen Verfahren scheidet man das Chlorammonium durch Abkühlen der Lauge unter 0^0 (mittels Eismaschine) in fester Form ab, verwandelt dasselbe durch Erhitzen in Dämpfe und leitet diese über erhitzte Magnesia, wobei sich Magnesiumchlorid und freies Ammoniakgas bildet. Letzteres geht wieder in den Prozefs, und das Magnesiumchlorid wird wie oben weiter behandelt.

Da man nicht Natriumdikarbonat, sondern Soda erzeugen will, so wird jenes Salz, nachdem es getrocknet ist, in geschlossenen Öfen geglüht, wobei es die Hälfte seiner Kohlensäure abgiebt. Diese gelangt ebenfalls wieder in den Betrieb.

Die Ammoniaksoda ist sehr rein: sie kommt mit 98—99 % Na_2CO_3 in den Handel.

5. Aus Kochsalz durch Elektrolyse (neuestes Verfahren, noch in der Entwicklung begriffen). Die Elektroden befinden sich in zwei durch eine poröse Scheidewand getrennten Zellen. An der Anode entwickelt sich freies Chlor, an der Kathode wird NaOH frei, welches durch Einleiten von Kohlensäure in Na_2CO_3 verwandelt wird. Hier fallen keine Nebenprodukte ab.

Die künstliche Darstellung der Soda aus Kochsalz ist von hoher ökonomischer Bedeutung. Sie schafft aus einem in unerschöpflichen Mengen vorhandenen, aber für die chemische Industrie wenig verwendbaren Salze ein anderes von ausgedehnter Nutzbarkeit. In der That hat die Soda, seitdem man sie künstlich in beliebig grofsen Mengen und zu einem billigen Preise darstellen gelernt hat, die Pottasche in vielen Industrien verdrängt, z. B. in der Seifenfabrikation (harte Seife), in der Glasfabrikation (Natronglas), in der Papierfabrikation (unter Zusatz von Kalk zum Kochen der Lumpen und Herstellung des sogenannten vegetabilischen Leims unter Mitbenutzung von Harz und Alaun oder schwefelsaurer Thonerde), in der Baumwollen- und Leinenbleiche (zum Beuchen, d. h. Kochen der Garne vor der Anwendung des Bleichmittels) und zur Herstellung von Natriumhydrat (S. 138) und zahlreicher Natronsalze für chemische, technische und medizinische Zwecke. Auch in der Hauswirtschaft findet sie vielfache Benutzung, z. B. als Zusatz zum Waschwasser, zum Scheuern und zur Reinigung fettiger Geräte. Hierdurch kann die Pottasche, die selbst nach der Aufschliefsung der Stafsfurter Kalisalzlager in sehr viel geringeren Mengen als die Soda zur Verfügung steht, ausschliefslich für diejenigen Nutzungzwecke aufbewahrt bleiben, für welche sie als Kalisalz unentbehrlich ist (s. o. S. 211), und somit ist der Verbrauch der beiden wichtigsten Alkalisalze in geeigneter und zweckentprechendster Weise geregelt.

Ammoniumkarbonat oder **Hirschhornsalz.** Das im Handel unter diesem Namen vorkommende Salz ist eine Verbindung des sauren Salzes, $(NH_4)HCO_3$, mit carbaminsaurem Ammon, $(NH_4)NH_2CO_2$ (s. Organ. Chemie § 20). Weifse, krystallinische Masse, stark nach Ammoniak riechend und alkalisch reagierend: in höherer Temperatur vollkommen flüchtig. Benutzung als Riechsalz (Olfactorium) und im gepulverten Zustande als Zusatz zu feineren Backwaren, um den Teig beim Backen (durch Verflüchtigung des Salzes) locker zu machen. Der Name Hirschhornsalz rührt daher, dafs das Salz bei der trocknen Destillation von Horn und Knochen in reichlicher Menge auftritt und sich, mit braun gefärbten brenzlichen Olen gemischt, in den Kondensationsräumen in

Form von Krusten absetzt. Durch wiederholte Sublimation kann es gereinigt werden. Jetzt wird es durch Sublimation eines Gemenges von Ammoniumsulfat und Kreide dargestellt.

Natriumdikarbonat, $NaHCO_3$. Dieses unter dem Namen doppeltkohlensaures Natron bekannte Salz wurde früher durch Überleiten von Kohlensäure über ein pulveriges Gemenge von 1 Tl. krystallisiertem und 3 Tln. entwässertem Natriumkarbonat als ein trockenes krystallinisches Pulver gewonnen, wird aber jetzt im Ammoniaksodaprozeſs (s. o.) direkt aus Kochsalz erzeugt. Es findet als Medikament zur Darstellung von Brausepulver und von moussierenden Getränken Anwendung.

Calciumkarbonat, $CaCO_3$. Ein in der Natur sehr verbreitetes Mineral, welches an vielen Orten ganze Gebirgszüge bildet. Es findet sich als Kalkspat, rhomboedrisch krystallisiert in sehr verschiedenen Varietäten, (*isländischer K.* oder *Doppelspat, gewöhnlicher K., Marmor, dichter K.* oder *Kalkstein,* [*gemeiner Kalkstein, lithographischer Schiefer*], *Kalksinter* [*Kalkalabaster*], *Kalktuff, oolithischer Kalkstein* oder *Rogenstein, Tropfstein, Kreide*) und 2. als Aragonit, rhombisch krystallisiert (*Sprudelstein Erbsenstein*) vgl. S. 163 Nr. 84, a—g); — ferner als *Inkrustationen*[1] fester Gegenstände in kalkhaltigen Quellen, z. B. im Karlsbader Sprudel, als *Konkretionen*[2], aus kalkhaltigen Wässern abgeschieden, besonders im Löſs: die sogenannten *Löſsmännchen* oder *Löſskindel* (in knollenartigen, oft phantastischen Formen); als *Versteinerungen* oder *Petrefakten.* — Auch die Panzer, Gehäuse, Schalen und Ausscheidungen niederer Tiere (Krustaceen, Korallen, Muscheln, Perlen etc.) bestehen aus Calciumkarbonat.

Das Calciumkarbonat ist in reinem Wasser unlöslich, etwas löslich aber in kohlensäurehaltigem Wasser (wahrscheinlich durch Bildung eines sauren Karbonats), woraus es sich aber durch Kochen oder schon durch bloſses Verweilen an der Luft unter Abgabe von Kohlensäure wieder abscheidet. Hieraus erklärt sich die Entstehung von Schluchten und Höhlen in Kalksteingebirgen und die Bildung der Tropfsteine in den letztgenannten. Da alle natürlichen Wässer etwas Kohlensäure enthalten, so halten sie auch häufig (wenn sie durch kalkhaltiges Gestein geflossen sind), Calciumkarbonat in geringer Menge gelöst (hartes Wasser), welches sich durch Kochen abscheiden läſst.

Benutzung: als isländischer Spat zu optischen Instrumenten (Nicol'sche Prismen), als Marmor in der Architektur und Plastik, als Kalkalabaster zu Ornamenten, als Solnhofer Schiefer zu lithographischen Platten, als Kalkstein zur Herstellung von Ätzkalk durch Brennen (daraus Mörtel zum Bauen), als Kreide in der Sodafabrikation nach Leblanc (s. o. S. 211), als Schreibmaterial und als weiſse Anstrichfarbe für Mauern, als Kalktuff zu Architekturanlagen in Gärten, Aquarien etc.,

1) lat. *crusta*, harte Oberfläche, Rinde, Schale. — 2) lat. *concretio* Verdichtung.

überdies zu zahlreichen verschiedenartigen Zwecken in der chemischen Industrie.

Bleikarbonat. Das basisch kohlensaure Blei ist ein weifses, feines Pulver und wird unter dem Namen Bleiweifs als weifse Farbe in der Ölmalerei und für Ölanstriche benutzt. Es ist wegen seiner aufserordentlichen Deckkraft geschätzt, hat aber die Schattenseite, dafs es in einer Atmosphäre, die auch nur geringe Mengen Schwefelwasserstoff enthält, unter Bildung von schwarzem Schwefelblei „dunkelt", indem der Anstrich zuerst gelblich, dann braun und zuletzt schwarz wird. Daher werden für rein weifse Anstriche, die dauerhaft sein sollen, Zinkweifs (Zinkoxyd) und Permanentweifs (s. Bariumsulfat) trotz ihrer geringeren Deckkraft vorgezogen. Das Zinkweifs zieht zwar den Schwefelwassstoff auch an, verändert aber die Farbe nicht, da Schwefelzink weifs ist.

4. Nitrate.

Salpeter[1] ist der allgemeine Name für die Nitrate, besonders der Alkalien und alkalischen Erden. Bei der Verwesung stickstoffhaltiger organischer Substangen aus dem Pflanzen-, besonders aber dem Tierreich bildet sich durch Oxydation unter dem Einflufs von Luft, Wärme und Feuchtigkeit und unter Mitwirkung von Spaltpilzen (Salpeterferment) ohne Unterlafs Salpetersäure, welche sich mit den im Boden enthaltenen Basen, Kalk, Magnesia, Kali und Natron, verbindet. So entstehen die Nitrate: Kalk-, Magnesia-, Kali- und Natronsalpeter, welche indes in den meisten Gegenden durch die atmosphärischen Wässer gelöst und im Boden verteilt werden (Nitrifikation)[2]. Sie dienen als notwendiges Nahrungsmittel für die Pflanzen, welche aus der Salpetersäure ihren Bedarf an Stickstoff beziehen. Nur in vor Regen geschützten Orten oder in regenlosen Gegenden können sich Salpeterlager bilden, z. B. in den Höhlen mancher Kalksteingebirge (Salpeterhöhlen) in Ceylon, (Höhlensalpeter), Calabrien, bei Homburg und Belgrad; als Effloreszenz[3] an der Erdoberfläche in Aragonien, Ungarn, Ägypten, Ostindien (Bengalen), besonders in der Nähe menschlicher Wohnungen, wo animalische Überreste im Boden verfaulen, und der Salpeter durch Auslaugung des Erdreichs gewonnen werden kann. Die Salpeterbildung wird in warmen Ländern, z. B. Ägypten und Ungarn, dadurch unterstützt und befördert, dafs man in den sogenannten Salpeterplantagen auf einer undurchlässigen Thonschicht lockere Erde mit Reisig, Kalk (Mörtel) und kalihaltigen Stoffen (Asche)

1) lat. *sal petrae*, eigentlich Steinsalz, weil sich das Salz im unreinen Zustande als Beschlag an den Wänden vulkanischer Höhlen und vieler Kalkstein- und Mergelhöhlen findet. — 2) neu-lat. *nitrum*, Salpeter, und *facĕre*, machen. — 3) lat. *efflorescĕre*, hervorblühen, ausblühen, auswittern; die Eigenschaft gewisser Salze, aus porösem Erdboden, Gesteinen oder Wänden in Form feiner Krystalle hervorzutreten, oder auch beim Eintrocknen ihrer Lösungen an den Wänden der Gefäfse emporzusteigen und dieselben mit einem blütenartigen Überzuge zu bedecken.

und tierische Abfällen (Harn, Jauche, Fleischreste etc.) mengt und das Ganze in Haufen, die man öfter umschaufelt, monate- oder jahrelang liegen läfst und dann die obersten Schichten, die oft ganz von Krystallen durchsetzt sind, mit Wasser auslaugt. Die Lauge enthält gröfstenteils Kalksalpeter, den man durch Zusatz von Pottaschenlösung in Kalisalpeter umwandelt:

$$Ca(NO_3)_2 + K_2CO_3 = 2KNO_3 + CaCO_3.$$

Das Calciumkarbonat, welches hierbei durch Wechselzersetzung entsteht, scheidet sich als unlösliches Salz aus und macht die Lauge trübe („Brechen der Lauge"). Nachdem es sich abgesetzt hat, wird die klare Lösung eingedampft und liefert den Rohsalpeter, welcher noch etwa 20% fremde Salze enthält. Durch Umkrystallisieren wird er gereinigt, raffinierter Salpeter, und entweder als feines Krystallpulver (Salpetermehl) oder in gröfseren Krystallen erhalten.

Bis vor 30—40 Jahren bildete der indische und der Plantagensalpeter fast die einzige Quelle für den Salpeterbedarf. Seitdem aber kommen unter dem Namen Chilesalpeter grofse Massen von Natronsalpeter in den Handel, welcher in der Wüste Atacama (Provinz Tarapacá) ein mächtiges, 120 Meilen langes und 2 Meilen breites Lager bildet. Das Erdreich dieses regenlosen, vegetationsarmen Landstrichs enthält 30—80% Natriumnitrat, welches durch Auslaugen und Wiedereindampfen der Lauge an Ort und Stelle fabrikmäfsig gewonnen wird und unter obigem Namen (mit einem Gehalt von 95—98% $NaNO_3$) nach Europa kommt. Der Chilesalpeter deckt jetzt den Hauptbedarf. Um ihn in Kalisalpeter umzuwandeln, benutzt man mit Vorteil das aus den Stafsfurter Abraumsalzen gewonnene Chlorkalium, welches sich in gemischter heifser Lösung mit Chilesalpeter beim Eindampfen mit letzterem nach der Gleichung:

$$NaNO_3 + KCl = NaCl + KNO_3.$$

umsetzt. Das dabei entstehende NaCl scheidet sich als schwerer lösliches Salz schon während des Eindampfens aus und wird herausgekrückt, während KNO_3 erst beim Erkalten herauskrystallisiert. Der so gewonnene Kalisalpeter heifst Konversionssalpeter (T. § 168, b).

Benutzung finden nur der Kalisalpeter (Kaliumnitrat, KNO_3) und der Natronsalpeter (Natriumnitrat, $NaNO_3$), und zwar letzterer direkt nur als Düngesalz und zur Darstellung von Salpetersäure (durch Destillation mit konz. Schwefelsäure). Zu anderen Zwecken ist er wegen seiner Hygroskopizität nicht verwendbar. Das Kaliumnitrat dagegen ist ein luftbeständiges Salz und findet seit langer Zeit seine Hauptverwendung zur Fabrikation des (schwarzen) Schiefspulvers, ferner zur Herstellung verschiedener explosiver Gemenge in der Feuerwerkerei und zum Einpökeln des Fleisches als Zusatz zum Kochsalz.

Ammoniumnitrat, $(NH_4)NO_3$. Weifse, kühlend und salzig-bitter schmeckende Krystalle. Wird gewonnen durch Neutralisieren von ver-

dünnter Salpetersäure mit Ammoniakflüssigkeit oder Ammoniumkarbonat und Eindampfen der Lösung zur Krystallisation. — Benutzung zur Herstellung von Kältemischungen: 3 Tle. Salz in 2 Tln. Wasser gelöst, geben eine Temperaturerniedrigung um 25—27° (s. o. S. 131).

Silbernitrat oder **Höllenstein** (*Lapis infernalis*), $AgNO_3$. Farblose, blätterige Krystalle, leicht schmelzbar. Seine Lösung wirkt stark ätzend auf organische Gewebe und bringt dieselben unter Schwärzung zum Absterben; deshalb findet es in der Chirurgie als Ätzmittel in Form gegossener, federkieldicker Stengelchen oder auch als Lösung Verwendung, ferner in der Photographie zur Herstellung der lichtempfindlichen Platten und zum Imprägnieren des Kopierpapieres (s. o. S. 150) und wird zu diesen Zwecken in großer Menge verbraucht.

5. Phosphate.

Die Phosphate kommen in technischer Beziehung hauptsächlich als Düngemittel in Betracht. Als solche sind sie aber auch von der höchsten Bedeutung für die Landeskultur. Es ist erwiesen, daß die Phosphorsäure ein notwendiges Lebenselement für alle organischen Wesen ist. Keine Pflanze kann wachsen, kein Tier sich ernähren, wenn sich unter den Nahrungsstoffen nicht entsprechende Mengen von Phosphorsäure finden. So gering diese auch sein mögen, so sind sie doch eine unerläßliche Bedingung des organischen Lebens: ohne Phosphorsäure kann sich keine Zelle bilden, ohne Phosphorsäure kein Leben. Daraus folgt, daß kein Ackerboden Pflanzen produzieren kann, wenn er unter seinen Bestandteilen nicht die nötigen Mengen dieser unentbehrlichen Substanz enthält. Solange der Boden ertragsfähig ist, werden ihm also durch die Ernten alljährlich gewisse Mengen Phorsphorsäure entzogen, die notwendig ersetzt werden müssen, wenn die Ertragsfähigkeit nicht alljährlich vermindert werden und schließlich ganz schwinden soll.

Seitdem man dies weiß (Liebig, 1840), sind naturgemäß alle Bestrebungen der Landwirte darauf gerichtet, den ganz unvermeidlichen Jahresverlust an Phosphorsäure wieder zu ersetzen, also nach Quellen für Düngesalze umzuschauen, welche diese Substanz in ausgiebiger und wirtschaftlich rentabler Weise liefern. Dies ist durch die vereinigten Bemühungen der Agrikulturchemiker und Düngerfabrikanten in befriedigender Weise gelungen, so daß die Landwirtschaft jetzt über einen genügenden Reichtum an Phosphatdüngern verfügt, der die Gefahr der Verarmung des Ackerlandes an Phosphorsäure als keine drohende mehr erscheinen läßt. — Die wichtigsten Phosphatdünger sind:

Guano[1] Die berühmten Guanolager auf den Chinchainseln an der Westküste von Peru (von A. von Humboldt entdeckt) sind erschöpft. Sie haben die Landwirtschaft jahrzehntelang mit einem der wertvollsten

1) span. *guano*, Mist.

Düngemittel versorgt. Der dort gefundene Guano (Vogelmist) enthielt bis 25 % Calciumphosphat und war überdies reich an stickstoffhaltigen Düngstoffen. Seitdem sind andere Lager aufgefunden worden, welche jenen teilweise ersetzen: Mejillonesguano von der Westküste Chiles, Baker- und Maldenguano von Inseln des Stillen Ozeans: ferner Phosphate, die durch Umwandlung von Korallenkalk entstanden sind: Sombrero-, Curaçao- und Avesguano von Inseln des caraibischen Meeres.

Fischguano,[1] aus Abfällen der Fischerei unter Zusatz von Salz und Erde fabriziert, enthält bis 14 % Phosphorsäure.

Knochenmehl. Die Knochen enthalten im trockenen Zustande etwa $^1/_3$ organische Subtanz, welche beim Kochen unter höherem Druck in Leim übergeht, und $^2/_3$ anorganische Substanz, welche ihrerseits etwa 85 % Tricalciumphosphat enthält. Sie werden entweder ganz gemahlen und liefern das Knochenmehl, welches einen wertvollen Dünger bildet, da es aufser dem Phosphat auch noch organische Substanz (Osseïn) enthält; oder man entfettet sie zuerst durch Ausziehen mit Benzin und gewinnt dadurch das Knochenfett, entleimt sie, nachdem sie zermahlen sind, durch mehrstündiges Erhitzen mit hochgespannten Wasserdämpfen, und enthält als Rückstand das sogenannte entleimte Knochenmehl, welches ebenfalls einen hohen Düngwert besitzt, da es alle Phosphate der Knochen enthält. Man entzieht den Knochen, um Leim zu gewinnen, auch wohl durch Extraktion mit Salzsäure zuerst die Mineralbestandteile, wobei die organische Substanz als elastische Masse zurückbleibt, verwandelt diese durch Dämpfen in Leim und fällt aus der salzsauren Lösung das Calciumphosphat durch Zusatz von Kalkmilch und Calciumkarbonat, als weifses Pulver: das sogenannte präzipitierte Knochenmehl, welches wegen seiner feinen Verteilung als Dünger günstig wirkt.

Knochenasche, durch Verbrennen der Knochen gewonnen, kommt hauptsächlich aus den Fleischextraktfabriken in Südamerika, wo die Knochen der geschlachteten Rinder als Brennmaterial dienen. Die Knochenasche bildet auch das wichtigste Rohmaterial für die Darstellung des Phosphors, den man durch Zersetzung der Asche mittels Schwefelsäure, Eindampfen der Lösung mit Kohle und Glühen des Rückstandes in Retorten gewinnt.

Phosphorit, ein Mineral (meist neutrales oder Tricalciumphosphat), von dem an verschiedenen Orten der Erde mehr oder weniger ausgedehnte Lager aufgefunden worden sind, z. B. in Spanien (Estremaduraphosphat mit 70—80 % Phosphat), in Deutschland (an der Lahn mit 60 % Phosphat), ferner in Norwegen, Rufsland, Karolina und Kanada, neuerlich in Frankreich an der Somme mit 60—80 % Phosphat und grofse Lager in Florida. — Da das Tricalciumphosphat unlöslich ist, also von der Pflanze nicht

1) Hier ist die ursprüngliche Bedeutung des Namens *guano* verloren gegangen und nur noch der Begriff „Dünger" erhalten geblieben, also Fischdünger.

(oder wenigstens erst nach langem Verweilen im Boden) aufgenommen wird, zersetzt man es, wie LIEBIG zuerst vorgeschlagen hat, durch Schwefelsäure:

$$Ca_3(PO_4)_2 + 2H_2(SO_4) = 2Ca(SO_4) + CaH_4(PO_4)_2$$

und benutzt das resultierende Gemenge von Gips und Monocalciumphosphat, welches löslich ist, unter dem Namen Superphosphat als Dünger.

Thomasschlacke. Diese wird beim Bessemerprozefs nach dem Verfahren von THOMAS (Thomasieren) als Nebenprodukt gewonnen (s. o. S. 62). Sie enthält die Phosphorsäure in Verbindung mit Kalk als Tetracalciumphosphat und wird in Form eines höchst fein gemahlenen Pulvers (Thomasmehl) als Dünger auf das Land gestreut. Die Thomasschlacke ist eine höchst wertvolle Vermehrung der aus dem Mineralreich stammenden Phosphatdünger (Phosphorite). Durch sie wird der Phosphorgehalt der Eisenerze für die Pflanzenkultur nutzbar, welcher sonst völlig wertlos wäre.

6. Borate.

Borax. Zweifach borsaures Natrium, $Na_2(B_4O_7) + 10H_2O$. Wasserhelle Krystalle, welche beim Erhitzen unter Wasserverlust stark aufschäumen und dann wasserfreien (calcinierten) Borax als poröse, leicht zerreibliche Masse hinterlassen. Löst im geschmolzenen Zustande Metalloxyde, daher Benutzung beim Löten von Metallen (zugleich zur Abhaltung des Sauerstoffs von der erhitzten Fläche); ferner in Verbindung mit Metalloxyden zur Herstellung von Email auf Eisen und Einschmelzfarben für die Porzellanmanufaktur.

Manganoborat. Weifses Pulver, als Zusatz zum Leinölfirnis für Ölfarbenanstriche, welche danach schneller trocknen (Siccativ).

7. Silikate.

Welche Bedeutung die natürlichen Silikate und die aus ihnen bestehenden gemengten Gesteine für die Gestaltung der Erdoberfläche und deren Bewohnbarkeit besitzen, wurde oben (S. 199) unter der Überschrift: Verbreitung und Verwitterung der Silikatgesteine ausführlich besprochen. Hier handelt es sich nur noch um die technische Verarbeitung und industrielle Verwertung zweier Produkte dieser Verwitterung: Quarzsand und Thon.

Der Thon findet sich als sedimentäres Gestein in mehr oder weniger ausgedehnten Lagern von verschiedener Reinheit. Im gereinigten Zustande ist er weifses, wasserhaltiges Aluminiumsilikat, welches, mit Sand gemengt, den Kaolin (S. 178) bildet. Man unterscheidet: Thone von primärer Lagerstätte, welche sich noch auf dem Orte, wo sie ursprünglich gebildet worden sind, befinden, von anderen, die durch spätere Wasserfluten wieder aufgeschlämmt und mehr oder weniger weit weg-

geschwemmt worden sind, bis sie sich in den ruhigeren Gewässern von neuem abgelagert haben, wodurch die Thone von *sekundärer Lagerstätte* entstanden sind. Seine wichtigste Verwendung findet der Thon in Verbindung mit Sand und anderen Materialien in der Thonwaren- und Glasfabrikation, sowie zur Herstellung künstlicher Bausteine und Baumaterialien und einiger wichtigen mineralischen Farbstoffe.

Thonwaren. Zwei merkwürdige Eigenschaften besitzt der Thon, die seine Anwendbarkeit in der *Thonwarenindustrie* oder *Keramik*[1] bedingen: 1. seine Plastizität[2] und 2. seine successive Erhärtungsfähigkeit im Feuer.

Nur im frischen und feuchten Zustande ist der Thon *plastisch* (läſst sich formen). Den Thonlagern entnommen, bildet er eine trockene, pulverisierbare Masse von sehr geringer Härte (1—2), die sich mit Wasser zu einem steifen, knetbaren Teig anmachen läſst. Hierbei saugt der Thon nicht etwa, wie andere poröse Pulver, z. B. Sand, Kieselguhr etc. das Wasser bloſs mechanisch ein, sondern seine Teilchen quellen damit förmlich auf, nehmen an Volum zu und treten miteinander in so innigen Zusammenhang, daſs sie für Wasser völlig undurchdringlich werden (feuchte Thonschichten im Erdreich verhindern den Durchfluſs der atmosphärischen Wässer in tiefer gelegene Schichten, der darüber liegende Boden ist „wasserhaltend“). Andererseits bewirkt der innige Zusammenhang der feuchten Thonteilchen die *Plastizität* oder *Bildsamkeit* der Masse, welche so groſs ist, daſs sich selbst sehr dünne Figuren daraus formen und mehrere Stücke durch sanften Druck miteinander vereinigen lassen; auch gestattet die auſserordentliche Feinheit der Teilchen Formgebungen von hoher künstlerischer Vollendung (Porzellanfabrikation).

Durch Trocknen bei gewöhnlicher Temperatur behalten zwar die geformten Thonstücke ihren Zusammenhang, werden aber porös und sehr leicht zerbrechlich. Auch weichen sie im Wasser wieder auf, zerfallen darin und können wieder in bildsame Masse verwandelt werden. — In *höherer* Temperatur aber ändert der getrocknete Thon seine Eigenschaften vollständig: er wird hart und porös, läſst das Wasser wie andere poröse Körper hindurch flieſsen und sich nicht wieder in eine plastische Masse verwandeln.

Dies Verhalten ermöglicht die Herstellung *fester* und *harter* Gegenstände aus Thon, wobei aber der Grad der Reinheit des Thons eine sehr bedeutende Rolle spielt.

Völlig reiner Thon (reines Aluminiumsilikat) erweicht selbst im stärksten Ofenfeuer nicht; seine Teilchen backen (sintern) nur lose zusammen, und die Masse bleibt porös. Beimengungen anderer, besonders alkalischer Silikate, oder von Kalk, Eisenoxyd oder anderen Metalloxyden aber bewirken ein teilweises Schmelzen der Masse, wodurch die zwischen den gesinterten Thonteilchen vorhandenen Zwischenräume mehr oder

1) griech. κέραμος (*kéramos*), Töpfererde, Thon. — 2) griech. πλαστικη (*plástike*), bildende Kunst.

weniger vollständig ausgefüllt werden, die poröse Masse zu einer dichten wird und zugleich an Volum abnimmt (schwindet). Hierauf beruht ein Hauptunterschied der verschiedenen Thonwaren, welche sich in poröse und dichte einteilen lassen.

Auch die Farbe des gebrannten Thons wird durch die Beimengungen bedingt. Sie ist nur dann rein weifs, wenn die Mischung frei von Schwermetalloxyden war. Das in den meisten Thonen vorhandene Eisenoxyd färbt je nach seiner Menge hellgelb, dunkelgelb, gelbrot bis braunrot. Andere Metalloxyde, die man der Farbe wegen absichtlich hinzusetzt, geben andere Färbungen.

Einteilung der Thonarten in technischer Beziehung. Bei dieser Einteilung ist mafsgebend, ob der Thon frei von färbenden Metalloxyden und Flufsmitteln ist oder nicht.

1. Kaolin[1], Porzellanthon oder Porzellanerde, Thon von primärer Lagerstätte; kommt in seiner Zusammensetzung dem chemisch reinen, wasserhaltigen Aluminiumsilikat am nächsten; bleibt beim Brennen vollkommen weifs. Verwendung in der Porzellanfabrikation.

2. Pfeifenthon, ein kalk- und eisenfreier Thon, der sich weifs brennt und nicht schwindet; zu Thonpfeifen, sowie für andere keramische Zwecke.

3. Feuerfester Thon, von ähnlicher Zusammensetzung wie der Kaolin, doch mit Beimengungen, die das Weifsbrennen verhindern; enthält nur wenig fremde Beimengungen, wie Quarz, Glimmer, Magnesium- und Calciumkarbonat, so dafs er selbst in stärkster Ofenhitze nicht erweicht; zu feuerfesten Ziegeln und Schmelztiegeln.

4. Töpferthon, mehr oder weniger stark gefärbt, wenig oder gar nicht feuerfest, brennt sich hart, wird aber dabei rot oder gelb; zu Topfgeschirr.

5. Lehm oder Ziegelthon, durch reichliche Beimengungen von Quarzsand, Calciumkarbonat, Glimmerblättchen, andere Mineraltrümmer und organische Reste verunreinigt und durch Ferrihydrat gelb bis gelbbraun gefärbt, wird beim Brennen rot und schmilzt in starkem Feuer zu einer blau- bis schwarzgrauen Schlacke.

Einteilung der Thonwaren nach ihrem Nutzungszwecke. Die aufserordentliche Nutzbarkeit der Thonwaren ergiebt sich aus der Vielseitigkeit ihrer Verwendung.

A. Erzeugnisse der keramischen Bauindustrie. 1. Ziegel (aus Lehm oder Ziegelthon), von verschiedener Form je nach dem Zwecke: gewöhnliche Mauerziegel, Gewölbsteine oder Keilziegel, Spitzsteine, Rinnensteine, Hohlziegel, Ecksteine, Falzziegel, Dachziegel, Gesimsziegel etc., und verschiedener Farbe: gelb, rötlich gelb, hellrot oder ziegelrot bis blutrot.

1) *Kaoli*, der chinesische Name der Halbinsel *Korea*, Hauptlagerstätte des Porzellanthons in China.

2. Feuerfeste Ziegel oder Chamotte (aus kalkarmem Lehm mit geringem Eisengehalt oder aus einem Gemenge von Lehm mit gepulverter, zuvor gebrannter Thonmasse), grauweifs oder hellgelb, sehr widerstandsfähig gegen hohe Hitzgrade.

3. Terracotta[1] (aus besserem Ziegelmaterial), entweder in Form von Ornamenten, Säulen etc. oder bildnerisch gestaltet: Statuetten, Tierfiguren etc.

4. Thonröhren (aus ähnlichem Material), entweder durch die ganze Masse dicht mit glattem Bruch zu Wasser- und Schleusenröhren oder porös mit erdigem Bruch zu Drainröhren.

5. Fufsbodenbelegplatten oder Fliesen, entweder in einfacher Ausführung unglasiert zu Trottoirplatten oder künstlerisch verziert mit Zeichnungen in Mosaik- und Arabeskenform und schöner Farbenzusammenstellung mit Glasur für Korridore oder Wandbekleidungen.

6. Ofenkacheln, glasiert, weifs und glatt oder mit reliefartiger Oberfläche in verschiedenen Farben.

B. Erzeugnisse der keramischen Gefäfsindustrie. 1. Töpferwaren, irdene Waren oder Topfgeschirr (aus geringwertigen Thonarten, Töpferthon), im Inneren porös mit gelblich erdigem Bruch, deshalb äufserlich mit einer ein- oder mehrfarbigen Glasur versehen, zu Töpfen und anderem Kochgeschirr.

2. Steingut oder Fayence[2] (aus Töpferthon und Mergel), innen porös und hart, mit weifslichem Bruch, äufserlich glasiert, weifs oder bunt bemalt, zu Tischgeschirr und verschiedenen Gegenständen für den häuslichen Gebrauch.

3. Majolika[3], aus eisenschüssigem, mit Sand und Kalk gemengtem Thon, künstlerisch geformt, nach dem Trocknen stellenweise mit einem Übergufs (Engobage) von weifser oder verschieden gefärbter weicher Thonmasse versehen, dann schwach verglüht und vor dem Scharfbrennen mit einer durchsichtigen Glasur überzogen: Zu Kunstgegenständen verschiedener Art, z. B. Vasen, Kannen, Figuren etc.

4. Thonpfeifen, aus weifsem Pfeifenthon, hart, porös, unglasiert.

5. Tiegel, Schmelztiegel, welche sehr hohe Hitzegrade aushalten müssen, aus feuerfestem Thon, gemengt mit Quarz- oder Chamottepulver, auch wohl mit Graphit oder zerstofsenem Koks.

6. Steinzeug, durch die ganze Masse dicht, hart und klingend; entweder ordinäres, dunkel gefärbt, zu Wasserkrügen, Säuregefäfsen, Wasserröhren, grofsen Töpfen, oder feines (Wedgewoodgeschirr), weifslich oder gefärbt, glasiert oder unglasiert, porzellanartig.

7. Porzellan, das feinste aller Thonfabrikate, durch die ganze Masse dicht, weifs, hart, klingend, durchscheinend mit glattem Bruch, künstlerisch geformt, glasiert oder unglasiert (Biskuit).

1) ital. *terra cotta*, gebrannte Erde. — 2) von *Faenza*, Stadt in Mittelitalien (nach anderen von Fayence, Stadt im südlichen Frankreich). — 3) von der Insel *Majolica*, (*Majorca*), wo die ersten Thongeschirre dieser Art gemacht wurden.

Porzellanfabrikation. Die Materialien für die Porzellanfabrikation sind: 1. reiner Kaolin, durch Schlämmen von Sand und fremden Beimengungen befreit, 2. Kieselerde (entweder weifser, eisenfreier Quarz oder Feuerstein) und 3. Feldspat, beide höchst fein gepulvert.

1. Die Herstellung der Masse. Die Materialien werden im richtigen Verhältnis, welches von der chemischen Zusammensetzung der Kaolins abhängt, gemengt und mit Wasser durch Knetmaschinen zu einem steifen Teige zusammengearbeitet, welcher durch längeres Lagern in kühlen Räumen an Plastizität gewinnt.

2. Das Formen. Dies geschieht auf dreierlei verschiedene Weise:

a. *auf der Drehscheibe* (für rundliche Gegenstände: Teller, Schüsseln, Töpfe, etc.); eine horizontale Scheibe, welche der Former mit den Füfsen in Drehung versetzt. Die Masse wird auf eine im Zentrum der Scheibe befestigte Unterlage von Gips gebracht und während des Drehens mit der Hand oder durch eine angehaltene Schablone geformt. Das Wasser der Thonmasse saugt sich in die poröse Gipsform ein, wodurch sich der Gegenstand nach einiger Zeit von der Unterlage ablösen läfst.

b. *durch Giefsen* (für Tassen, Näpfe, Saucièren etc.). Hierzu gehören dickwandige hohle Formen aus Gips, in welche man die mit Wasser zu einer milchigen Flüssigkeit angerührte Porzellanmasse hineingiefst. Die Gipsform saugt infolge ihrer Porosität aus der sie zunächst berührenden Schicht der Thonmilch das Wasser ein, wodurch sich ein entsprechender Teil des Thones an den Wänden der Form festsetzt und nach dem Wiederausgiefsen der Milch daran haften bleibt. Die Dicke der so gebildeten Schicht hängt davon ab, wie lange man die Milch in der Form stehen läfst. Diese saugt nach dem Entleeren das noch vorhandene Wasser mehr und mehr ein, wodurch sich letztere löst und durch Umkehren der Form daraus entfernen läfst. Auf diese Weise lassen sich ebensowohl sehr dünnwandige, im fertigen Zustande stark durchscheinende Gefäfse (z. B. Tassen), als auch Gegenstände mit ganz dicken Wänden formen; nur dürfen dieselben nicht „unterschnitten" sein, d. h. keine hervorragenden Teile besitzen, welche das Entfernen aus der Form verhindern würden.

c. *durch Abdrücken.* Hierzu gehören wiederum dickwandige Formen aus Gips, welche aus einem Unterteil und einem Deckel bestehen. Im Inneren befindet sich ein Hohlraum, welcher der Gestalt des abzuformenden Gegenstandes entspricht. Hier hinein wird plastische Thonmasse gedrückt und dann der Deckel aufgesetzt. Der poröse Gips saugt aus letzterer wieder Wasser ein, und nach einiger Zeit läfst sich der Gegenstand herausnehmen. Da die auf diese Weise zu bildenden Objekte, selbst die einfacheren, wohl immer einzelne (oft viele) hervorragende Teile besitzen, so gehört für jeden der letzteren eine besondere Form (für Kunstgegenstände sind oft mehrere hundert Formen nötig). Die einzelnen Teile werden nach dem Trocknen durch geeignete Thonmasse zusammengeklebt und zu einem Ganzen vereinigt. Die Formen lassen sich beliebig oft benutzen und gehören zum Hauptreichtum einer Porzellanfabrik.

3. Das Trocknen. Die nach dem Formen noch feuchten Gegenstände werden bei gewöhnlicher Temperatur getrocknet und besitzen dann zwar einigen Zusammenhang, sind aber äufserst leicht zerbrechlich und verlangen die sorgfältigste Behandlung.

4. Das Verglühen. Durch längere Einwirkung schwacher Glühhitze erlangen die getrockneten Gegenstände einige Festigkeit, indem die Teilchen der Masse aneinander backen (sintern), wobei diese selbst aber porös bleibt (Verglühtes Porzellan). Dieser Prozefs vollzieht sich in der obersten Etage des Porzellanofens (Fig. 208).

5. Das Glasieren. Die meisten Porzellanwaren werden mit einer durchsichtigen, glasartigen Decke (Glassur) versehen, wodurch sie ein glänzendes Aussehen erlangen. Die Glasurmasse besteht aus einer der Porzellanmasse ähnlichen Mischung, ist aber reicher an Flufsmitteln (z. B. Feldspat etc.) als diese. Hierdurch erlangt sie die Eigenschaft, schon bei einer Temperatur zu schmelzen, bei welcher die Porzellanmasse noch nicht zusammensinkt. Man rührt die höchst feingepulverte Glasurmasse mit viel Wasser zu einer dünnen Milch an, welche man in grofsen Bottichen durch ein Rührwerk in langsamer Bewegung erhält, damit die festen Teilchen gleichmäfsig schweben bleiben. Die verglühten Gegenstände werden nun rasch durch diese Milch ge-

zogen und überziehen sich dabei infolge ihrer Porosität durch Einsaugen von Wasser mit einer dünnen, gleichmäfsigen Schicht von Glasurmasse, welche nach dem Trocknen wie ein mehliger Überzug darauf haftet und später beim Scharfbrennen schmilzt.

6. Das Scharf- oder Glattbrennen erfolgt in den unteren Etagen des Porzellanofens, in denen längere Zeit eine solche Glühhitze erhalten wird, dafs die Porzellanmasse erweicht, ohne zusammenzusinken. Hierbei schmelzen die in letzterer enthaltenen Flufsmittel (Felspat mit Kieselsäure) und füllen die zwischen den gesinterten Kaolinteilchen, die ungeschmolzen bleiben, vorhandenen Poren aus. Dadurch verlieren die Gegenstände an Volum (werden kleiner, „schwinden"), erlangen durch ihre ganze

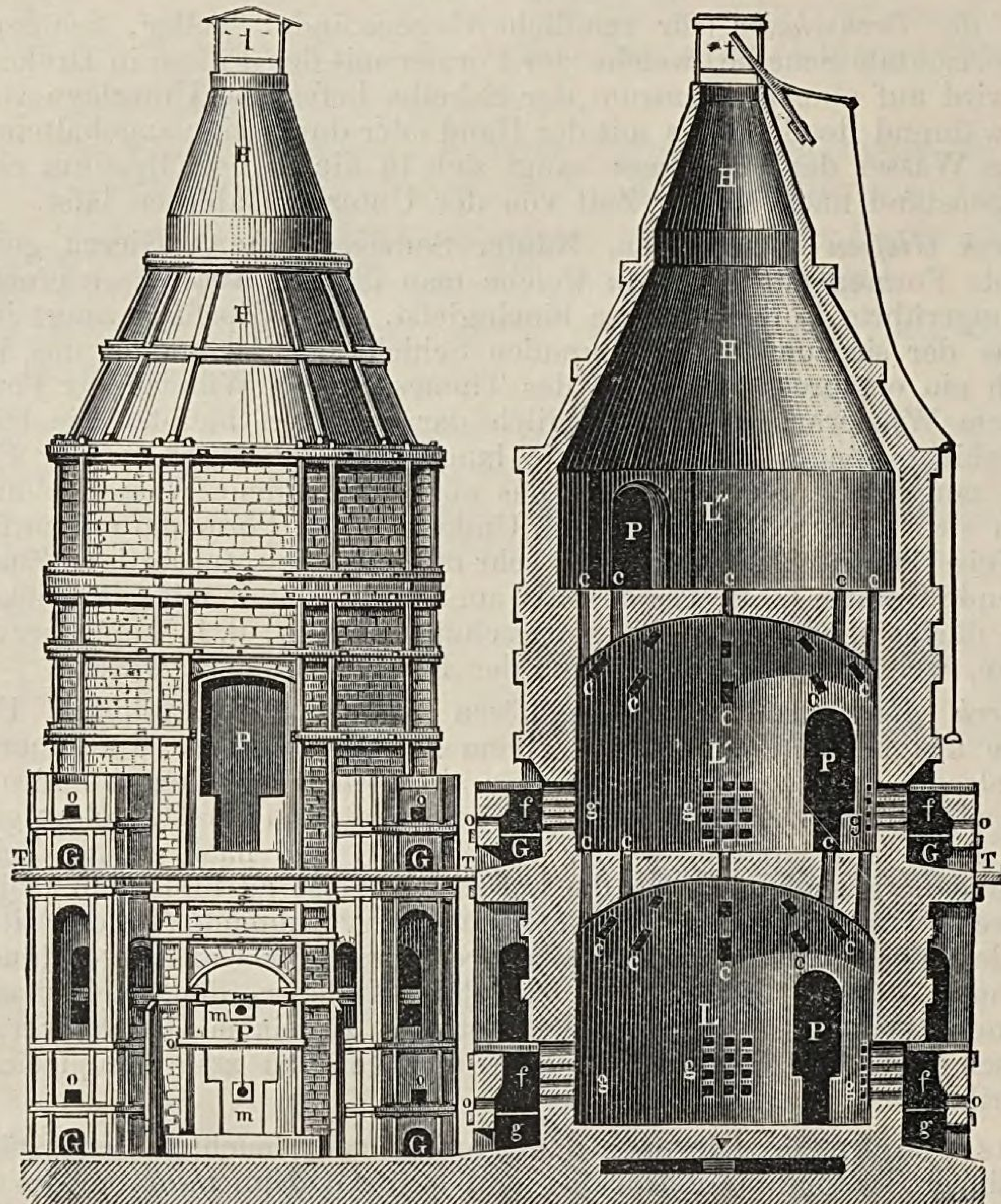


Fig. 208. Der Porzellanofen nach MICHAELIS.

Masse eine gleichmäfsige Dichte und werden durchscheinend. Dies sind charakteristische Eigenschaften des echten Porzellans. — Gleichzeitig schmilzt, wie erwänt, die Glasur und bedeckt die Gegenstände mit einer glänzenden, durchsichtigen Schicht. — Gewisse Gegenstände werden scharf gebrannt ohne Glasur (z. B. Statuetten, Ornamente etc.). Sie heifsen Biskuit, sind blendend weifs, matt und von fein körnigem Gefüge, ähnlich dem carrarischen Marmor.

Der Porzellanofen (Fig. 208) hat eine Gesamthöhe von 12 bis 15 m. Er besteht in der Regel aus 3 Etagen: die beiden unteren für das Scharf- oder Glattbrennen, die oberen für das Verglühen. Die Wände sind 1,5—1,8 m dick aus feuerfesten Steinen (Chamotte) gemauert und aufsen mit starken eisernen Ringen umgeben, welche sich beim Heizen mit dem Ofen ausdehnen und denselben beim Abkühlen wieder zusammenziehen. Die beiden unteren Etagen *L* und *L'* sind von aufsen mit vier an-

gemauerten Feuerungen umgeben. Jede Etage hat eine Thür *P* zum Einsetzen und Ausnehmen des Porzellans. Die beiden Zwischendecken der Etagen sind gewölbt und haben zahlreiche Öffnungen *c*, *c*, *c*, durch welche die Feuerungsgase abziehen. Die oberste Etage *L''* heifst die Krönung und endigt oben kegelförmig, *HH*; *t* ist eine Klappe zur Regulierung des Luftzuges. Die Heizung erfolgt auf dem Feuerraume mit dem Luftloch *o*; *G* ist der Aschenfall mit der Thür *T*. Die Flammen schlagen durch die zahlreichen Kanäle *g*, welche in das Innere des Ofens führen.

Die zu brennenden Gegenstände dürfen nicht von der Flamme berührt werden, sondern werden einzeln oder, wenn sie kleiner sind, mehrere zusammen in Kapseln gesetzt, die aus feuerfestem Thon bestehen. Die Kapseln sind verschieden grofs und oben offen. Die gleich grofsen Kapseln werden übereinander gesetzt, so dafs jede obere den Deckel für die untere bildet. So entstehen Säulen, zwischen denen Zwischenräume zum Durchschlagen der Flammen offen bleiben (Fig. 209). Sind alle Etagen in dieser Weise voll gesetzt, so werden die Thüren vermauert, und die Heizung beginnt. Es wird zuerst ein leichtes Feuer (Lavier- oder Flattierfeuer) durch die Öffnungen *o* auf dem Roste entzündet und 10—12 Stunden lang unterhalten. Dann,

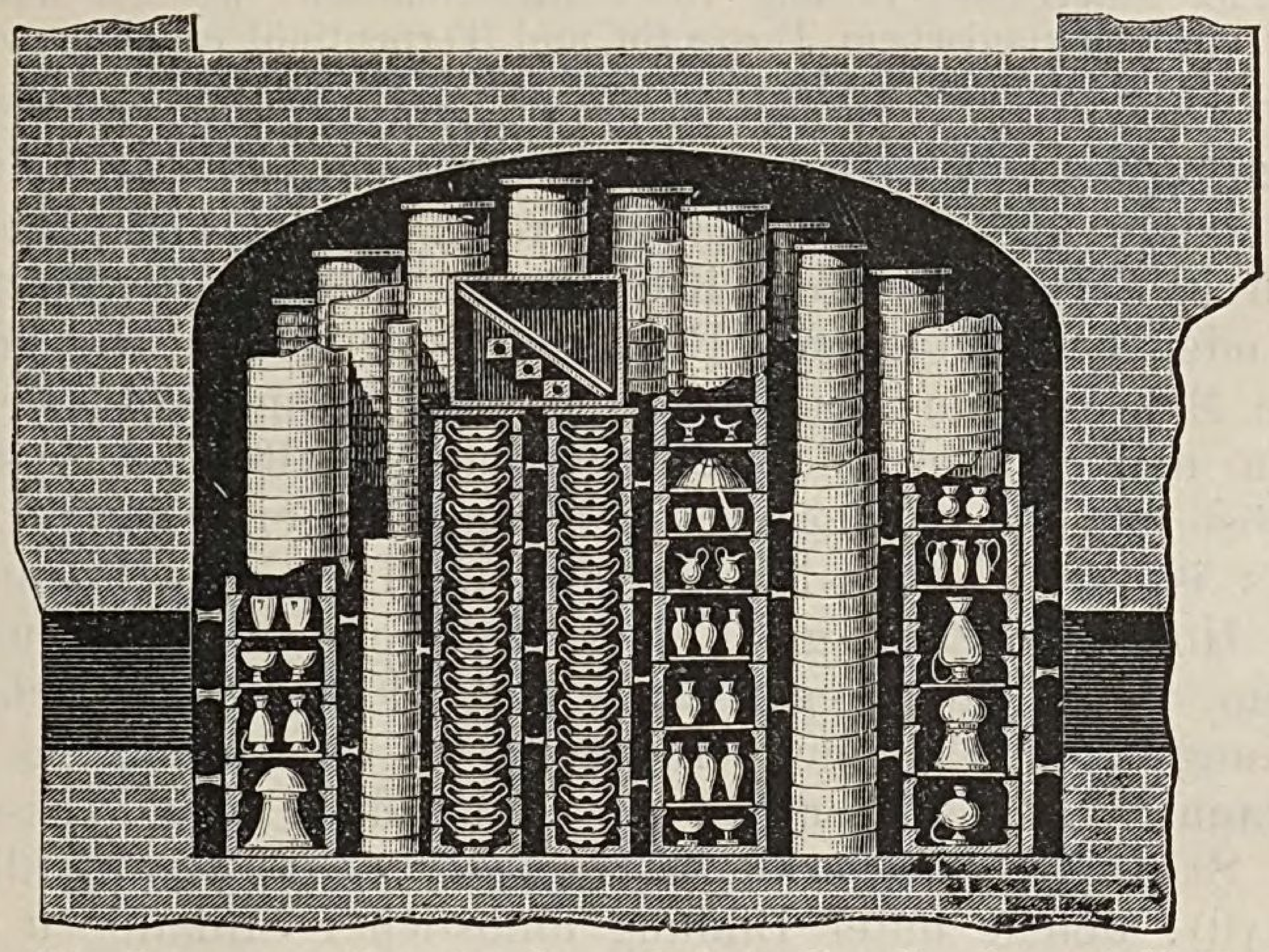


Fig. 209. Zusammenstellung der Gegenstände im Porzellanofen nach MICHAELIS.

wenn das Innere des Ofens rot glüht, werden die Öffnungen *o* geschlossen, die Deckplatten von den Feuerkästen *f* abgenommen, das Brennmaterial von oben eingeführt 12—16 Stunden lang scharfes Feuer gegeben. Dann werden alle Öffnungen verschlossen und der Ofen der Abkühlung überlassen.

6. Die Verzierung durch Bemalen, Vergolden, Versilbern etc. Zum Bemalen dienen feuerbeständige Metalloxyde oder -salze, welche mit der Porzellanmasse oder mit der Glasur beim Brennen zusammenschmelzen. Man malt entweder unter der Glasur auf das verglühte Porzellan mit Farben, welche das Scharffeuer vertragen (Chromoxyd, Uranoxyd, Kobaltoxydul), oder auf der Glasur nach dem Scharfbrennen, wobei die Farben mit verschiedenen Flufsmitteln (Gemenge von Mennige, Borax, Borsäure, Quarz) und Lavendel- oder Terpentinöl angerieben und durch nachträgliches Einbrennen (bei schwacher Glühhitze in der Muffel) mit der Glasur zum Zusammenschmelzen gebracht werden.

Man erhält Blau durch Kobaltoxyd, Gelb durch antimonsaures Kalium, Grün durch Chromoxyd oder Kupferoxyd, Fleischrot, Ziegelrot, Blutrot, durch Eisenoxyd, Braun durch Ferrihydrat mit Manganoxyd, Carminrot durch Goldpurpur (ein zinnhaltiges Goldpräparat, erhalten durch Fällung einer Goldchloridlösung mit einer gemischten Lösung von Eisenchlorid und Zinnchlorür), Schwarz durch ein

Gemisch von Kobalt-, Kupfer-, Eisen- und Manganoxyd oder auch durch feinpulveriges metallisches Iridium.

Eine besondere Art sind die Lüsterfarben, Überzüge von Metalloxyden auf gröfseren Teilen der glasierten Oberfläche, welche so zart und dünn sind, dafs die Farben der Metalloxyde selbst nicht hervortreten, sondern durch Interferenz der einfallenden mit den von der glänzenden Glasurfläche reflektierten Lichtstrahlen ein eigentümlicher irisierender Schimmer (Farben dünner Blättchen) erzeugt wird, der je nach den angewendeten Metalloxyden verschieden ist. Zur Herstellung solcher Überzüge werden die Metalloxyde mit Harz zusammengeschmolzen, wodurch eine Verbindung beider (Harzseife) entsteht, welche man in Lavendelöl löst und in dünner Schicht aufträgt. Nach dem Trocknen erfolgt das Einbrennen in der Muffel.

Zur Dekoration des Porzellans mit Gold giebt es zwei Wege: a. Mattgold durch Auftragen von mit einem geeigneten Flufsmittel gemischten, höchst fein verteiltem, metallischem Gold, welches nach dem Einbrennen matt erscheint und, wenn es glänzend werden soll, poliert werden mufs — und b. Glanzgold, welches nach dem Brennen sofort glänzend erscheint. Man mischt zu diesem Zwecke eine Goldlösung mit einer ätherischen Lösung von Schwefelbalsam, welcher durch Erhitzung von Schwefel mit venetianischem Terpentin und Terpentinöl erhalten wird, und malt damit, wie mit jeder anderen Farbe.

Wasserglas. Kalium- oder Natriumsilikat von wechselnder Zusammensetzung (mehr oder weniger reich an Kieselsäure). Wird gewonnen durch Schmelzen von Kieselsäure (Sand, gepulvertem Quarz, Feuerstein oder Kieselguhr) mit Pottasche oder Soda. Die geschmolzene glasähnliche Masse ist in Wasser löslich; sie kommt entweder in festem Zustande in den Handel oder wird durch anhaltendes Auskochen mit Wasser gelöst und die Lösung bis zur Sirupsdicke eingedampft. Doppelwasserglas ist ein Kalium-Natriumsilikat. Die dicke Lösung trocknet, auf Papier, Holz oder Zeug gestrichen, zu einem glasigen, durchsichtigen Überzuge ein, welcher die Gegenstände gegen Feuersgefahr schützt, indem er die Bildung einer Flamme verhindert, so dafs höchstens Ankohlung eintreten kann. — Wichtiger ist die Anwendung des Wasserglases zu Kalk- nnd Steinkitten (durch Mischen der Lösung mit Kalk, Magnesia und Zinkoxyd), welche unter Bildung unlöslicher Silikate zu einer steinharten Masse erstarren. Auch Kunststeine (Steingufs zu Ornamenten[1]) werden auf diese Weise hergestellt, indem man Kalk, Sand, Zinkoxyd etc. mit Wasserglaslösung mischt, woraus nach dem Erstarren eine sehr harte politurfähige Masse entsteht. Ferner aus gleichem Grunde zum Anstrich von Mauerwerk, das dadurch sehr an Wetterbeständigkeit gewinnt, sowie zum Fixieren von farbigen Malereien auf getünchten Wänden; Stereochromie[2], eine Nachahmung der alten Freskomalerei[3]. Die Farben werden auf dem porösen, ausgetrockneten Kalkgrund, nachdem er mit Wasserglas getüncht ist, oder auf einem mit Wasserglas hergestellten Mörtelgrunde aufgetragen und nachher durch Bespritzen mit Wasserglaslösung fixiert. Hierzu wird ausschliefslich Kaliwasserglas verwendet.

1) lat. *ornāre*, schmücken, zieren; also Verzierung. — 2) griech. στερεός (*stereŏs*), fest, feststehend, und χρῶμα (*chrōma*), Farbe; also Malerei mit Farben, welche feststehen, dauern. — 3) ital. *fresco*, frisch, weil auf frischem Grunde gemalt wurde.

Wegen seiner alkalischen Reaktion wird das Wasserglas auch als Zusatz zu billigen Seifen, sowie in der Haushaltung hier und da zum Waschen benutzt.

Glas ist eine chemische Verbindung von Kieselsäure mit Kali oder Natron und einer oder mehreren anderen Basen, z. B. Kalk, Thonerde oder Schwermetalloxyden, vorzüglich ausgezeichnet durch seine Durchsichtigkeit, verbunden mit Schmelzbarkeit und Schweifsbarkeit, chemische Beständigkeit, Härte, verbunden mit Festigkeit und Elastizität (leider auch Sprödigkeit), durch seinen Amorphismus und endlich seine Luftbeständigkeit und Widerstandsfähigkeit gegen die verschiedenartigsten chemischen Agenzien; nur von Flufssäure wird es lebhaft angegriffen.

Diesen vorzüglichen Eigenschaften, welche sich bei keinem anderen Material in gleicher Vollkommenheit und in gleicher Weise vereinigt finden, verdankt das Glas seine hohe kulturgeschichtliche Bedeutung, nicht nur für die Zwecke des praktischen Lebens, sondern auch für Wissenschaft und Kunst. Es steht in dieser Beziehung den Thonwaren ebenbürtig zur Seite, ja in seiner wissenschaftlichen Bedeutung gebührt ihm vor diesen der Vorrang; denn einige Wissenschaften (Chemie, Optik, Astronomie) hätten ohne Mithilfe des Glases niemals zu ihrer gegenwärtigen Entwicklung gelangen können. Die Glasfabrikation bildet deshalb einen der wichtigsten Industriezweige.

Die Verschiedenheiten der Glassorten hängt allein von der chemischen Zusammensetzung ab. Ein nie fehlender Bestandteil ist die Kieselsäure, welche in der Glühhitze mit verschiedenen Basen zu einer zähflüssigen Masse zusammenschmilzt. Von letzteren sind wesentlich vor allem die alkalischen Basen, Kali oder Natron. Doch sie allein genügen nicht, da ihre Silikate sich bekanntlich in Wasser lösen (s. Wasserglas). Deshalb ist wenigstens noch eine Base aus einer anderen Metallgruppe nötig, welche bei den meisten Gläsern Kalk, bei anderen Bleioxyd ist.

Glasfabrikation. 1. Herstellung des Glassatzes, d. h. der für das zu erzeugende Glas geeigneten Mischung. Als Materialien werden verwendet: a. Kieselsäure liefernde: Sand, und zwar gelber für Bouteillenglas, weifser für halbweifses Glas, Quarz für weifses und Krystallglas, Bergkrystall für Strafs. — b. Alkalien liefernde: Pottasche (auch Holzasche), Soda oder Sodaasche (Kelp, Varec, etc.) oder Glaubersalz. — c. Kalk liefernde: je nach der Reinheit des zu erzeugenden Glases: Kreide, Kalkstein oder Marmor. — d. Blei liefernde: Bleiglätte oder Mennige. — e. Zur Entfärbung und Läuterung: Salpeter, Braunstein und arsenige Säure — Alle diese Materialien werden fein gepulvert und im richtigen Verhältnis gemischt.

2. Das Schmelzen im Glasofen. Die Schmelzgefäfse heifsen „Häfen" (Glashäfen), grofse 6 bis 10 Ztr. fassende dickwandige Gefäfse aus feuerfestem Thon. Die Öfen sind Flammenöfen, früher mit direkter Holz- und Steinkohlenfeuerung, jetzt vorwiegend zur Heizung mit Generatorgas, und zwar meist Siemens'sche Regenerativöfen (S. 71). Fig. 210 stellt einen solchen Glasschmelz-Hafenofen für 8 Häfen im Längsschnitt dar. Die Heizung ist nach dem früher (a. a. O.) Gesagten verständlich. Die runden Öffnungen *a* in der Aufsenwand des Ofens oberhalb der Häfen sind die „Arbeitsöffnungen", durch welche der Arbeiter (Glasbläser) mit seinem Instrument in die geschmolzene Glasmasse hineinreichen kann. Zwischen den unterirdischen Regenerativkammern sind Räume *T* und *T'*, die sogenannten „Glastaschen", vorhanden, in denen sich die geschmolzene Glasmasse, die durch unvermeidliches Leckwerden der Häfen ausfliefst, ansammelt.

Nachdem die Häfen glühend geworden, beginnt die Reaktion. Die Kieselsäure, bei gewöhnlicher Temperatur eine der schwächsten Säuren, vermag in der Glühhitze wegen ihrer Feuerbeständigkeit andere Säuren, z. B. Kohlensäure, schweflige Säure etc., leicht auszutreiben. Sie reagiert also auf die Karbonate des Glassatzes, während diese schmelzen, und unter Aufschäumen entweichen die flüchtigen Säuren, so dafs der Glasflufs zu steigen beginnt. Wenn der Glassatz Glaubersalz (statt Soda) enthält, so mufs ihm, da das Sulfat durch die Kieselsäure nicht zersetzt werden kann, eine entsprechende Menge Kohlenpulver beigemischt werden; hierdurch wird das Sulfat zu Sulfit reduziert:

$$Na_2SO_4 + C = Na_2SO_3 + CO,$$

welches nun unter Entwicklung von SO_2 dem Angriffe der Kieselsäure weicht.

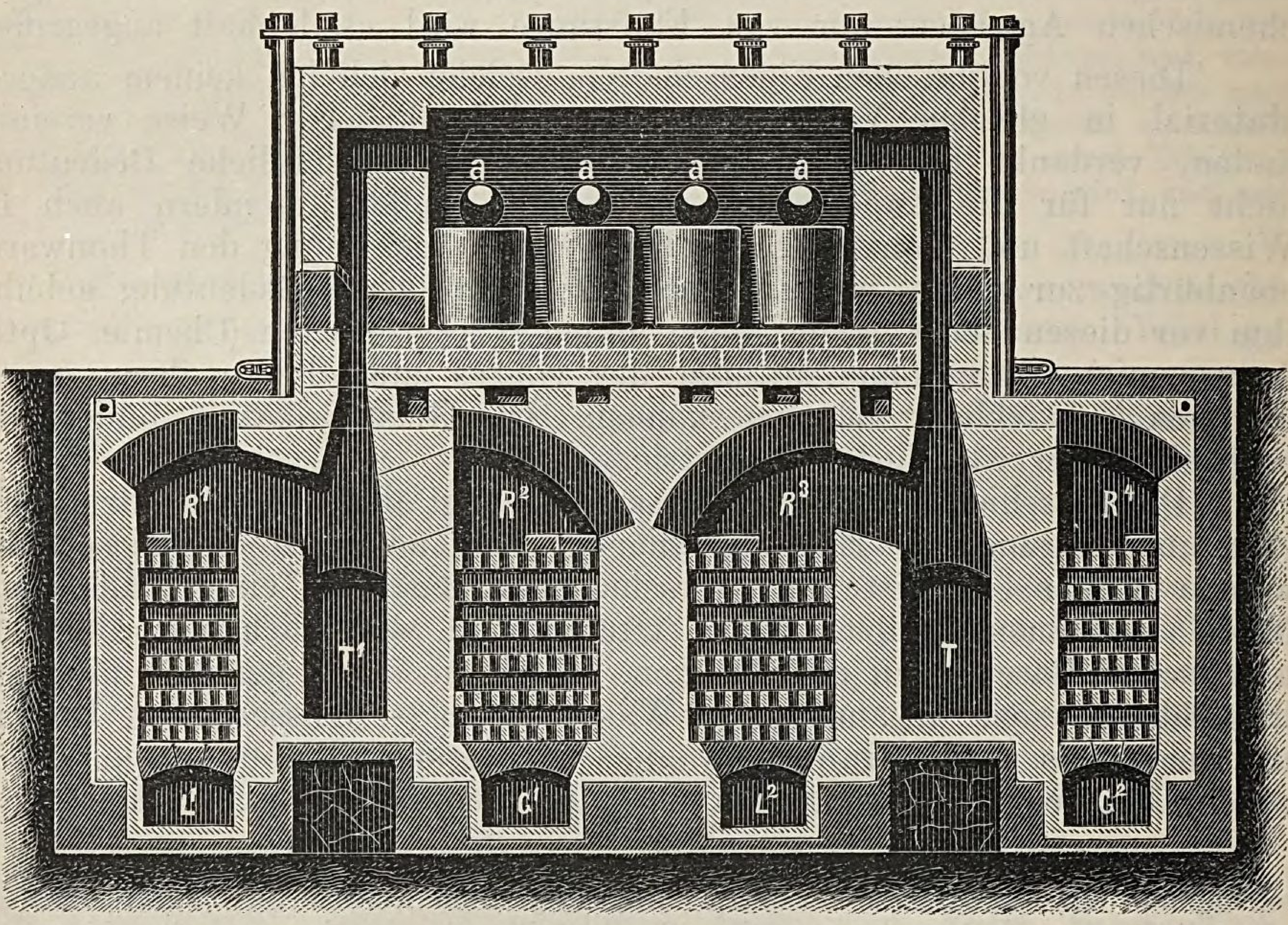


Fig. 210. Glasofen mit Regenerativfeuerung.

Der Schmelzprozefs ist beendigt, wenn der Inhalt der Häfen eine ruhig fliefsende, durchsichtige Masse bildet, die keine Blasen mehr zeigt und von einem hineingetauchten Eisenstab in dünnen Fäden herabfliefst. — Hierauf folgt die Verarbeitung der Glasmasse, bis die Häfen entleert sind.

Statt der Glasschmelz-Hafenöfen, bei denen der Betrieb ein unterbrochener ist (Abwechselung zwischen Schmelzen und Formen), sind in neuerer Zeit Wannenschmelzöfen in Gebrauch, welche einen kontinuierlichen Betrieb gestatten.

3. Das Formen der Glasmasse. Die geschmolzene Glasmasse ist ganz dünnflüssig und läfst sich leicht giefsen. Beim langsamen Abkühlen wird sie allmählich zähe und schweifsbar, d. h. sie läfst sich leicht durch Aufblasen, Ziehen, Biegen und Drehen in andere Formen bringen; auch lassen sich mehrere Stücke durch Druck leicht miteinander vereinigen. Die vorzügliche Eigenschaft der heifsen Glasmasse ermöglicht die Herstellung von Gegenständen der verschiedensten Gröfse und Form von der gröfsten Einfachheit bis zur höchsten künstlerischen Vollendung und bedingt die weitgehende Verwendbarkeit des Glases zu den mannigfachsten Nutzungszwecken.

a. *Formgebung durch Blasen.* Hierzu dient als Hauptinstrument die „Pfeife“, ein 1,5—1,7 m langes eisernes Rohr mit wulstig verdicktem Ende, welches der Glasbläser durch die Arbeitsöffnung des Ofens in den Hafen schiebt, um sich eine entsprechende Menge der etwas abgekühlten zähen Glasmasse herauszuholen. Diese bleibt als „Külbchen“ an dem wulstigen Ende der Pfeife hängen und wird nun durch Blasen, pendelartiges Schwingen der Pfeife nach unten (Verlängerung des Külbchens), Drehen der Pfeife um ihre Längsachse (Ausweitung durch Zentrifugalkraft), wenn nötig Wiederwärmen im Ofen, Eindrücken in eine auseinander klappbare Form aus Eisen oder Holz, Absprengen von der Pfeife, Anschweifsen anderer Teile etc. in die gewünschte Form gebracht. Hierbei ist allein die Geschicklichkeit des Arbeiters der mafsgebende Faktor, welcher das Gelingen bedingt. In dieser Weise werden nicht nur alle hohlen Gegenstände, sondern auch flache Gläser (Fensterscheiben) fabriziert. Zu letzterem Zwecke bläst der Arbeiter zuerst hohle, beiderseits offene Cylinder von 8—10 dm Höhe und 3—4 dm Durchmesser. Diese werden nach dem Erkalten der Länge nach aufgesprengt und dann im Streckofen „gestreckt“, d. h. auf einer ebenen heifsen Unterlage liegend (den Sprengspalt nach oben) bis zum Weichwerden wieder angewärmt und mit einem eisernen Stab vorsichtig aufgebogen, so dafs sie sich, wie der abgewickelte Mantel eines Cylinders, glatt auf die Unterlage legen.

Die fertigen Glasgegenstände würden, wenn man sie rasch erkalten liefse, so spröde werden, dafs sie zum Gebrauche ganz ungeeignet wären, da sie durch die geringste Temperaturveränderung springen würden. Sie werden deshalb sofort nach dem Blasen, bez. Strecken noch heifs in den „Kühlofen“, welcher bis zur schwachen Rotglut angewärmt ist, gebracht und dieser, nachdem er gefüllt ist, vermauert und erst nach völligem Erkalten (drei bis sechs Tagen) wieder geöffnet.

b. *Formgebung durch Giefsen.* Flache Gegenstände aus Glas von gröfserer Dicke, z. B. Spiegelscheiben, Fufsbodenplatten etc. werden gegossen. Hierzu mufs die Glasmasse möglichst dünnflüssig sein und in e i n e m Gusse auf die Unterlage gebracht werden, welche aus einer Metallplatte mit erhöhtem Rand besteht. Für grofse Scheiben (von mehreren Ztr. Gewicht) ist hierzu der Inhalt eines ganzen Hafens erforderlich. Das Schmelzen findet in besonders konstruierten Öfen statt, aus denen der glühende Hafen herausgezogen und mit einem Krahn in die Höhe gehoben wird, um dann schwebend über die Gufsunterlage gebracht und durch Neigen entleert zu werden. Durch Überfahren mit einer schweren eisernen Walze wird die obere Fläche geebnet.

c. *Formgebung durch Pressen.* Die weiche Glasmasse wird in Formen aus Messing gegossen, deren innere Fläche reliefartig geschnitten ist, und dann ein Stempel aus Messing hineingeprefst. Die fertigen Gegenstände sehen wegen ihrer verzierten Oberfläche aus wie geschliffen, sind aber vom Schleifglase durch den Mangel scharfer Kanten leicht zu unterscheiden.

4. Das Schleifen und Polieren. Durch Schleifen (mit Sand oder Feuersteinpulver) wird die Oberfläche des Glases m a t t, was bei manchen Gegenständen (z. B. matte Fensterscheiben) der Zweck ist. Soll sie wieder glatt und durchsichtig werden (Krystallgläser, optische Gläser, Spiegelscheiben), so poliert man mit Eisenoxyd (Caput mortuum S. 134).

5. Das Ätzen geschieht mit wässeriger Flufssäure von geeigneter Konzentration. Auch hierdurch wird die Glasoberfläche matt, und matte Scheiben werden deshalb jetzt meistens geätzt. Sollen durch Ätzen Verzierungen erzeugt werden, so werden diese mit Ätzgrund S. 144 vorgedruckt und erscheinen nach dem Ätzen und Abwaschen des Ätzgrundes durchsichtig auf mattem Grunde.

A. Einteilung der Gläser nach der Zusammensetzung. 1. Flaschen- oder Bouteillenglas, aus welchem hauptsächlich Bier- und Weinflaschen hergestellt werden. Meist dunkel olivengrün oder braun, enthält aufser Natron (oder Kali) und Kalk noch beträchtliche Mengen von Eisenoxydul, Manganoxyd, Magnesia und etwas Thonerde; aus unreinen Materialien bereitet.

2. Halbweifses Glas, zu ordinären Arzneigläsern, gewöhnlichen Fensterscheiben u. dergl. Wird aus etwas reinerem Material hergestellt, als das vorige, und das dunkelfärbende Eisenoxydul während des Schmelzens durch Einwirkung oxydierender Substanzen in das nur schwach gelblich färbende Eisenoxyd umgewandelt.

3. Weifses Hohlglas, Flaschen, Gläser, Schalen etc.; ist ein Natronkalkglas und möglichst frei von färbenden Metalloxyden.

4. Böhmisches Schleifglas oder leichter Krystall, ein sehr reines, kieselsäurereiches Kalikalkglas, zeichnet sich durch gröfsere Härte und Schwerschmelzbarkeit aus. Es eignet sich vorzüglich zum Schleifen und dient zur Herstellung feinerer geschliffener Geräte zum Hausgebrauch; auch werden daraus die sogenannten „böhmischen Röhren“ fabriziert, die dem Chemiker besonders wegen ihrer Strengflüssigkeit wertvoll sind.

5. Bleihaltiges Glas, ausgezeichnet durch lebhaften Glanz, hohe Politurfähigkeit und einen schönen, fast metallischen Klang; ferner besitzt es ein höheres spezifisches Gewicht und ein gröfseres Refraktions- und Dispersionsvermögen als die bleifreien Gläser. Wegen letzterer Eigenschaft dient es zur Herstellung optischer Gläser und Prismen („Flintglas“) und wegen seines hohen Glanzes auch, besonders in England, zur Fabrikation geschliffener Gegenstände für den häuslichen Gebrauch und heifst deshalb (in Anbetracht seines höheren spezifischen Gewichts) „schwerer Krystall“. — Ein Bleiglas, welches aus den reinsten Materialien hergestellt wird, ist der Strafs; er ist die Masse, welche man mit vielem Glück zur Nachahmung der Edelsteine (Similidiamanten) verwendet.

6. Gefärbte Gläser erhalten Zusätze von verschiedenen Metalloxyden oder Salzen, z. B. für Gelb: Eisenoxyd, Uranoxyd, Silberoxyd oder Chlorsilber; Grün: Chromoxyd; Rot (Rubinglas): entweder Kupferoxydul oder Goldpurpur (ein zinn- und goldhaltiges Präparat, dargestellt durch Fällen einer Goldchloridlösung mittels einer gemischten Lösung von Eisenchlorid und Zinnchlorür); Violett: etwas Manganoxyd; Blau: Kobaltoxyd; Schwarze Gläser sind durch Kobaltoxyd, Manganoxyd oder Chromoxyd so dunkel gefärbt, dafs sie im reflektierten Lichte schwarz erscheinen. Milchglas wird durch Zusatz von Knochenasche erzeugt.

B. Einteilung der Gläser nach ihrer Herstellung. 1. Hohlglas, alle Gläser, welche an der Pfeife vollendet werden.

2. Scheiben- oder Tafelglas, Gläser, die durch Blasen und darauf folgendes Strecken hergestellt sind.

3. Prefsglas, nicht durch Blasen, sondern durch Pressen der weichen Glasmasse in Metallformen erzeugt.

4. Gegossenes oder gewalztes Glas, durch Giefsen und darauf folgendes Walzen hergestellt.

5. Kunstgläser, alle Gläser, bei denen es in erster Linie auf Schönheit der Form, der Farbe und Verzierung ankommt; besondere

Arten: Spitzen-, Band- und Fadenglas, Millefiori- oder Mosaikglas, retikuliertes Glas mit eingeschlossenen kleinen Luftbläschen, die wie die Knoten eines Fischernetzes angeordnet sind, Eisglas vom Aussehen eines durch Spalten zerklüfteten Eisstückes, Inkrustationen, geschliffene Krystallgläser mit eingeschlossenen Figuren als Biskuit (s. Porzellan), welche durch totale Lichtreflexion an der mit eingeschlossenen Luftschicht wie Mattsilber erscheinen.

6. Hartglas, ein Glas, welches nach der Formgebung zur schwachen Rotglut angewärmt und dann entweder in Öl (nach DE LA BASTIE 1874) getaucht oder zwischen kühlen Metallplatten (FRIEDR. SIEMENS) gepreſst wird. Es besitzt groſse Härte und eine erhöhte Widerstandsfähigkeit gegen Stoſs, Schlag und plötzlichen Temperaturwechsel, zerspringt aber leicht durch Ritzen und oft ohne wahrnehmbare äuſsere Ursache in zahllose Splitter und hat deshalb die Hoffnungen, die man seinerzeit darauf setzte, nicht erfüllt.

Smalte[1] ist ein durch Kobaltoxydul intensiv blau gefärbtes Glas, welches im fein gemahlenen Zustande als blaue Farbe benutzt wird. Sie kommt in sehr verschiedenen Abstufungen von hell bis dunkel vor und wird in besonderen Fabriken (den Blaufarbenwerken in Sachsen) hergestellt, ist vollkommen luft- und säurebeständig, trotzdem aber jetzt durch das künstliche Ultramarin in den Hintergrund gedrängt.

Kobaltultramarin oder **Thénard's Blau** (*Bleu Thénard*), eine schön blaue Verbindung von Kobaltoxyd mit Thonerde, und **Rinmann's Grün**, eine schön grüne Verbindung von Kobaltoxyd mit Zinkoxyd, mögen, obgleich keine Silikate, hier Erwähnung finden. Ersteres entsteht durch Glühen eines feucht bereiteten und dann getrockneten Gemenges von Kobaltophosphat oder -arsenat mit Thonerde; letzteres durch gleiche Behandlung eines Gemenges von Zink- und Kobaltokarbonat, erhalten durch Fällung einer gemischten Lösung von Zinksulfat und Kobaltchlorür mittels Natriumkarbonat. — Beides sind Farben von groſser Beständigkeit und ausgezeichnetem Glanz.

Cement oder **hydraulischer Mörtel,** gepulverte kalk- und thonhaltige Silikate, die unter dem Einfluſs des Wassers zu einer steinartigen Masse erhärten und deshalb zu Wasserbauten vielfache Verwendung finden: Natürliche Cemente sind: der Traſs, ein zertrümmerter und zerriebener Bimsstein vom Brohl- und Nettethale unweit Andernach am Rhein, und die Puzzolane von Puzzuoli bei Neapel (schon von den Römern benutzt) und von der südwestlichen Seite der Apenninen, ein bimssteinartiger vulkanischer Tuff; beide sind arm an Kalk (2—5 %) und werden deshalb beim Gebrauch mit Kalkbrei angerührt. Künstlich bereitete Cemente sind: der Romancement durch Glühen von thonhaltigen (15—30 %) Kalken oder Mergeln (er enthält freien Ätzkalk) und der Portlandcement, welcher durch Brennen einer innigen Mischung von

1) ital. *smalto*, Schmelz.

kalk- und thonhaltigen Materialien (z. B. Schlamm von den Mündungen grofser Flüsse) und Kreide und darauffolgende Zerkleinerung bis zur Mehlfeinheit bereitet wird; beide sind ohne Kalkzusatz hydraulisch, werden also beim Gebrauch blofs mit Wasser angerührt. Der Prozefs der Erhärtung (die auch unter Wasser erfolgt) beruht jedenfalls darauf, dafs beim Brennen der Masse unter teilweiser Aufschliefsung des Thons ein Silikat von Thonerde und Kalk entsteht, welches die Eigenschaft hat, in Berührung mit Wasser dieses chemisch zu binden; doch ist noch nicht genügend aufgeklärt, in welcher Weise dieses verkittend auf die losen Teile der Masse wirkt.

Ultramarin ist der Name eines als Malerfarbe benutzten Präparats, welches man ehemals nur aus dem seltenen Lasurstein (*Lapis Lazuli*) durch Pulverisieren und Schlämmen herstellte und wegen seines prächtig blauen Farbentones hoch schätzte. Der Chemie ist es gelungen, das Ultramarin künstlich zu erzeugen, welches jetzt in grofsen Fabriken Deutschlands, Frankreichs, Belgiens und Österreichs in grofsen Mengen hergestellt wird: ein Gemenge von feingepulvertem wasserfreien Glaubersalz, Porzellanthon und Kohle wird in Tiegeln geglüht, wodurch man zuerst grünes Ultramarin erhält; dieses wird dann durch Rösten mit Schwefel in blaues Ultramarin verwandelt. Es ist ein Aluminium-Natriumsilikat, welches als wesentliche Bestandteile noch etwas Natriumsulfat und Schwefelnatrium enthält, ist durchaus licht- und luftbeständig, wird aber von Säuren, selbst schwachen, sofort unter Schwefelwasserstoffentwickelung und Verschwinden der Farbe zersetzt.

8. Chromate.

Kaliumchromat, $K_2(CrO_4)$, und **Kaliumdichromat,** $K_2(Cr_2O_7)$, Gelbes und rotes chromsaures Kalium. Ersteres bildet gelbe, letzteres rote Krystalle. Das Dichromat dient als Ausgangspunkt für die Darstellung der meisten Chromverbindungen, z. B. der gefärbten Metallchromate Bariumchromat, Zinkchromat hellgelb, Bleichromat [Chromgelb] (hochgelb bis orange) und zur Bereitung der sogenannten Chromsäuremischung (aus Kaliumdichromat und Schwefelsäure) als erregende Flüssigkeit für galvanische Batterien. — Eine Leim- oder Eiweifslösung, mit wenig Dichromatlösung versetzt, wird, wenn sie nach dem Trocknen dem Lichte ausgesetzt wird, unlöslich („gegerbt"): Anwendung als Klebmittel für Pergamentpapier und in der Photographie zur Herstellung von Druckplatten (Heliographie oder Lichtdruck).

Ammoniumchromat, $(NH_4)_2\ CrO_4$, und **Ammoniumdichromat,** gelbes und rotes chromsaures Ammon. Beide Salze, im Aufsern den entsprechenden Kaliumsalzen sehr ähnlich, zersetzen sich beim Erhitzen unter Hinterlassung von grünem Chromoxyd (s. u. S. 252).

Vierter Abschnitt.

Partielle Reduktionen. Spaltung im Radikal (Rest).

68. Bei allen bisherigen Reaktionen von Säuren auf Hydroxyde und Metalle, sowie bei den Zersetzungen der Salze durch Basen, Säuren, Salze, Metalle oder den elektrischen Strom blieben die ternären Moleküle, welche an der Reaktion beteiligt waren, insoweit intakt, als überall nur Wasserstoff gegen Metall oder ein Metall gegen das andere ausgetauscht wurde, die Reste der Moleküle (Säurerest und Wasserrest) aber weiter keine Zersetzung erlitten, z. B.

$$
\begin{aligned}
&H(NO_3) &&+ K(OH) &&= K(NO_3) &&+ H(OH)\\
&H_2(SO_4) &&+ Fe &&= Fe(SO_4) &&+ H_2\\
&Cu(SO_4) &&+ 2K(OH) &&= K_2(SO_4) &&+ Cu(OH)_2\\
&H_2(SO_4) &&+ 2NaCl &&= Na_2(SO_4) &&+ 2HCl\\
&Ba(NO_3)_2 &&+ Na_2(SO_4) &&= 2Na(NO_3) &&+ Ba(SO_4)\\
&2FeCl_3 &&+ 3Na_2(CO_3) &&= 6NaCl &&+ Fe_2(CO_3)_3
\end{aligned}
$$

Ja, selbst in dem Falle, wo durch die Reaktion freie Kohlensäure abgeschieden wurde, welche bekanntlich als Hydrat nicht bestehen kann, nimmt die Reaktion denselben Verlauf.

$$Ca(CO_3) + 2HCl = Ca(Cl_2) + [H_2(CO_3)]$$

d. h.: alle diese Reaktionen sind nichts anderes als Wechselzersetzungen, und die entstandenen Verbindungen sind ihrer Zusammensetzung den aufeinanderwirkenden Verbindungen analog:

Hydrate	geben	wieder	Hydrate
Sulfate	„	„	Sulfate
Nitrate	„	„	Nitrate
Chloride	„	„	Chloride
etc.			etc.

Verallgemeinerung durch Aufstellung allgemeiner Formeln mit M^1 und M^2, und $(\overline{Ac}^1)$ und $(\overline{Ac}^2)$!

Die folgenden Versuche werden nun zeigen, dafs es auch Reaktionen giebt, bei denen die Reste, welche in den obigen Gleichungen in Klammern eingeschlossen sind, selbst eine weitere Zersetzung erleiden.

1. Oxydationsstufen des Schwefels.

Anhydride:		Hydrate:	
SO_2	Schwefeldioxyd oder schweflige Säure	H_2SO_3[1]	Schwefligsäurehydrat
SO_3	Schwefeltrioxyd	H_2SO_4	Schwefelsäurehydrat.

Versuch [T. § 179a]. Man erhitze Kupferschnitzel in einem Kolben mit konzentrierter Schwefelsäure und fange das entweichende Gas in einem hohen Fuſscylinder auf, in welchem man eine kleine Menge durch Lackmus blaugefärbtes Wasser gegossen und einige bunte Blumen hineingehängt hat. Schon bei gelindem Erwärmen beginnt eine Gasentwickelung, welche sich sogar noch nach Entfernung der Wärmequelle eine Zeitlang fortsetzt. Das Gas giebt sich durch seine bleichenden Eigenschaften, seinen Geruch, sowie durch seine Einwirkung auf Lackmus als schweflige Säure zu erkennen. Wenn man den kalt gewordenen Inhalt des Kolbens in Wasser löst, die Lösung filtriert und durch Eindampfen konzentriert, so erhält man blaue Krystalle von Kupfersulfat.

Ergebnis. Da bei dieser Reaktion nicht, wie bei der Einwirkung von Metallen auf verdünnte Schwefelsäure, Wasserstoff auftritt, so kann der Vorgang auch keine bloſse Wechselzersetzung (Vertretung von H_2 durch Cu) sein, d. h., er läſst sich nicht einfach bloſs durch die Gleichung:

$$H_2(SO_4) + Cu = Cu(SO_4) + H_2$$

ausdrücken. Dennoch muſs, da Curprisulfat gebildet wurde, ein Molekül $H_2(SO_4)$ so zersetzt worden sein, daſs der Rest intakt geblieben ist. Das Auftreten der schwefligen Säure zeigt aber, daſs noch ein zweites Molekül Schwefelsäure $H_2(SO_4)$ zersetzt worden ist, aber in anderer Weise, nämlich nach der Gleichung:

$$H_2(SO_4) = SO_2 + O + H_2O.$$

Diese beiden Zersetzungen müssen notwendig nebeneinander verlaufen sein, und durch Addition der beiden Gleichungen erhält man demnach als wahren Ausdruck für die ganze Reaktion:

$$2H_2(SO_4) + Cu = Cu(SO_4) + [H_2 + O] + SO_2 + H_2O,$$

d. h., der bei der ersten Reaktion frei werdende Wasserstoff H_2 verbindet sich mit dem bei der zweiten Reaktion frei werdenden Sauerstoff in statu nascendi zu Wasser, und die wahren Produkte der Reaktion sind also Cuprisulfat, schweflige Säure und Wasser.

Dieses Verhalten der heiſsen konzentrierten Schwefelsäure zu Kupfer zeigt also, daſs ihr Rest (SO_4) unter geeigneten Umständen spaltbar ist, aber dabei nicht in seine einzelnen Atome zerfällt, sondern sich in drei Gruppen, SO_2, O und O zerlegt, von denen die erste frei auftritt, während O und O gleich wieder anderweite Verbindungen eingehen. Will man

1) Bei gewöhnlicher Temperatur nicht existenzfähig.

diese Art der Zersetzbarkeit des Schwefelsäurehydrates durch die Formel ausdrücken, so kann dies durch die Symbole:

$$SO_2 . O . O . H_2 \text{ oder } S<\begin{matrix} O-O-H \\ O-O-H \end{matrix}$$

geschehen, von denen das erste blofs die Art und Weise der Spaltbarkeit, das zweite zugleich die Verkettung der Atome (die Struktur) nach Mafsgabe der Wertigkeitsverhältnisse derselben andeutet.

Derartige Formeln nennt man rationelle[1] Formeln, weil man zu ihrer Aufstellung dadurch gelangt, dafs man aus der Zersetzungsweise des Moleküls auf seine innere Zusammensetzung schliefst. Zum Unterschiede werden Formeln, welche nur die durch Analyse festgestellte quantitative Zusammensetzung angeben, wie H_2SO_4, Na_2CO_3, $Al_2K_2(SO_4)_4$, empirische[2] Formeln genannt.

Die rationellen Formeln sind durchaus hypothetischer Natur, doch ist die Hypothese, die zu ihrer Aufstellung führt, keine willkürliche, sondern ergiebt sich z. B. im vorliegenden Falle daraus, dafs thatsächlich 2 Atome O mit dem einen Atom S in einem innigeren Zusammenhang stehen müssen, als die beiden anderen, da sie ja auch nach der Zersetzung noch miteinander verbunden bleiben.

Durch einen leichteren Angriff auf das Schwefelsäuremolekül, wie z. B. bei der Einwirkung von Zink oder Eisen auf die verdünnte Säure giebt dasselbe, wie wir wissen (S. 117), nur seinen Wasserstoff ab und behält im übrigen noch seinen Zusammenhang.

$$S\begin{matrix} \diagup O-O-H \\ \diagdown O-O-H \end{matrix} + Zn = S\begin{matrix} \diagup O-O \diagdown \\ \diagdown O-O \diagup \end{matrix}Zn + H_2.$$

Durch den stärkeren Angriff der heifsen konzentrierten Säure dagegen wird nicht nur der Wasserstoff abgerissen, sondern auch der Rest SO_4 in seine Bestandteile SO_2 und O_2 gespalten.

Atomverbindungen, welche nach einer derartigen tiefergreifenden Zersetzung noch ihren Zusammenhang bewahren, wie bei obiger Reaktion die Gruppe SO_2, nennt man Radikale[3]. Demnach ist SO_2 das Radikal der Schwefelsäure. Der aufserhalb des Radikals in dem Molekül noch vorhandene Sauerstoff O_2 wird dementsprechend der extraradikale[4] Sauerstoff genannt.

69. Auch die übrigen unedlen Metalle der Zinn- und Bleigruppe: Zinn, Blei, Quecksilber, Wismut, welche von kalter und verdünnter Schwefelsäure nicht angegriffen werden, reduzieren die konzentrierte Säure beim Erhitzen zu schwefliger Säure. Selbst Silber wird lebhaft angegriffen und gelöst.

1) lat. *ratio*, die Vernunft. — 2) lat. *empiricus*, auf Erfahrung gestützt. — 3) lat. *radix*, Wurzel. — 4) lat. *extra*, aufserhalb.

Versuch. Man koche eine Silbermünze in konzentrierter Schwefelsäure. Beide Bestandteile der Legierung, das Silber, sowie das Kupfer lösen sich unter Entwickelung von schwefliger Säure auf.

Die Zersetzung erfolgt hier nach demselben Schema wie bei dem Kupfer:

$$2H_2(SO_4) + Ag_2 = Ag_2(SO_4) + SO_2 + 2H_2O.$$

Nur Gold und Platin bleiben von heifser konzentrierter Schwefelsäure unangegriffen. Hierauf gründet sich eine Methode zur Abscheidung kleiner Mengen von Gold aus Silber:

Affinage oder **Affinerie des Silbers.** Die Legierung wird zu diesem Zwecke mit Schwefelsäure gekocht. Das Gold bleibt als feines Pulver zurück, und das Silber löst sich zu Silbersulfat auf, welches man durch eingehängte Kupferplatten oder mittels des elektrischen Stromes reduziert, wobei es sich am negativen Pole (Kathode) abscheidet. Auf diese Weise gelingt es noch, Goldmengen aus Silber abzuscheiden, die 0,4 Tausendstel der Legierung betragen. Ehe diese Scheidungsmethode bekannt war, konnte man Goldmengen unter 3 Tausendstel nicht mit Vorteil abscheiden, und deshalb besafsen die älteren Silbermünzen aus dem vorigen Jahrhundert und dem Anfang dieses Jahrhunderts ohne Ausnahme einen geringen Goldgehalt, doch sind diese jetzt zum gröfsten Teile bereits affiniert.

2. Oxydationsstufen des Stickstoffs.

	Anhydride:	Hydrate:
N_2O	Stickstoffoxydul	—
NO	Stickstoffoxyd	—
N_2O_3	Salpetrigsäureanhydrid	HNO_2 Salpetrige Säure.
NO_2	Stickstoffdioxyd oder Untersalpetersäure	—
N_2O_5	Salpetersäureanhydrid	HNO_3 Salpetersäure.

70. Stickstoffdioxyd und salpetrige Säure.

Versuch [T. § 181]. Die Zersetzung von Bleinitrat in einer Retorte durch Erhitzen (S. 133) wird wiederholt, jedoch mit der Abänderung, dafs man die sich entwickelnden roten Dämpfe in einen ganz mit (durch Lackmus blaugefärbtem) Wasser gefüllten Ballon leitet. — Die rote Farbe der Dämpfe verschwindet, in dem Kolben sammelt sich ein farbloses Gas, welches sich beim Prüfen mit einem glimmenden Span als Sauerstoff erweist, und die blaue Farbe des Lackmus geht in rot über.

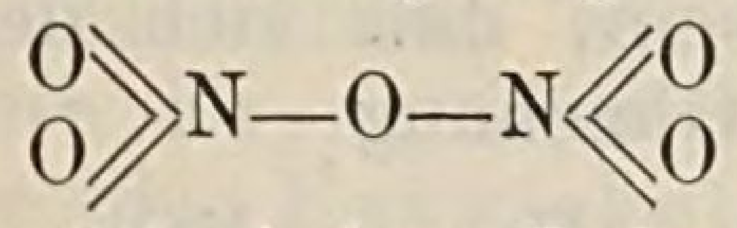
Ergebnis. Durch pyrogene Zersetzung des Bleinitrats entweicht das sich abspaltende Salpetersäureanhydrid nicht frei, sondern spaltet Sauerstoff ab. Es mufs also eine niedere Oxydationsstufe gebildet werden (Stickstoffdioxyd oder Untersalpetersäure, NO_2).

$$N_2O_5 = O + 2NO_2.$$

Hiernach läfst sich die rationelle Form des Salpetersäureanhydrids:

$$NO_2—O—NO_2$$

oder strukturgemäfs (N als fünfwertig angenommen):



schreiben. NO_2 ist das Radikal der Salpetersäure.

Versuch [T. § 183 a]. Man übergiefse in einem mit Sicherheitsrohr versehenen Kolben Kupferblechschnitzel mit mäfsig verdünnter Salpetersäure und fange das entweichende Gas in der pneumatischen Wanne in einem hohen Fufscylinder auf (Fig. 211), hebe denselben dann mit einer Glasplatte bedeckt aus dem Wasser, stelle ihn aufrecht auf den Tisch und tauche nach Entfernung der Glasplatte rasch einen mit sehr verdünnter Kalilauge befeuchteten langen Streifen blaues Lackmuspapier

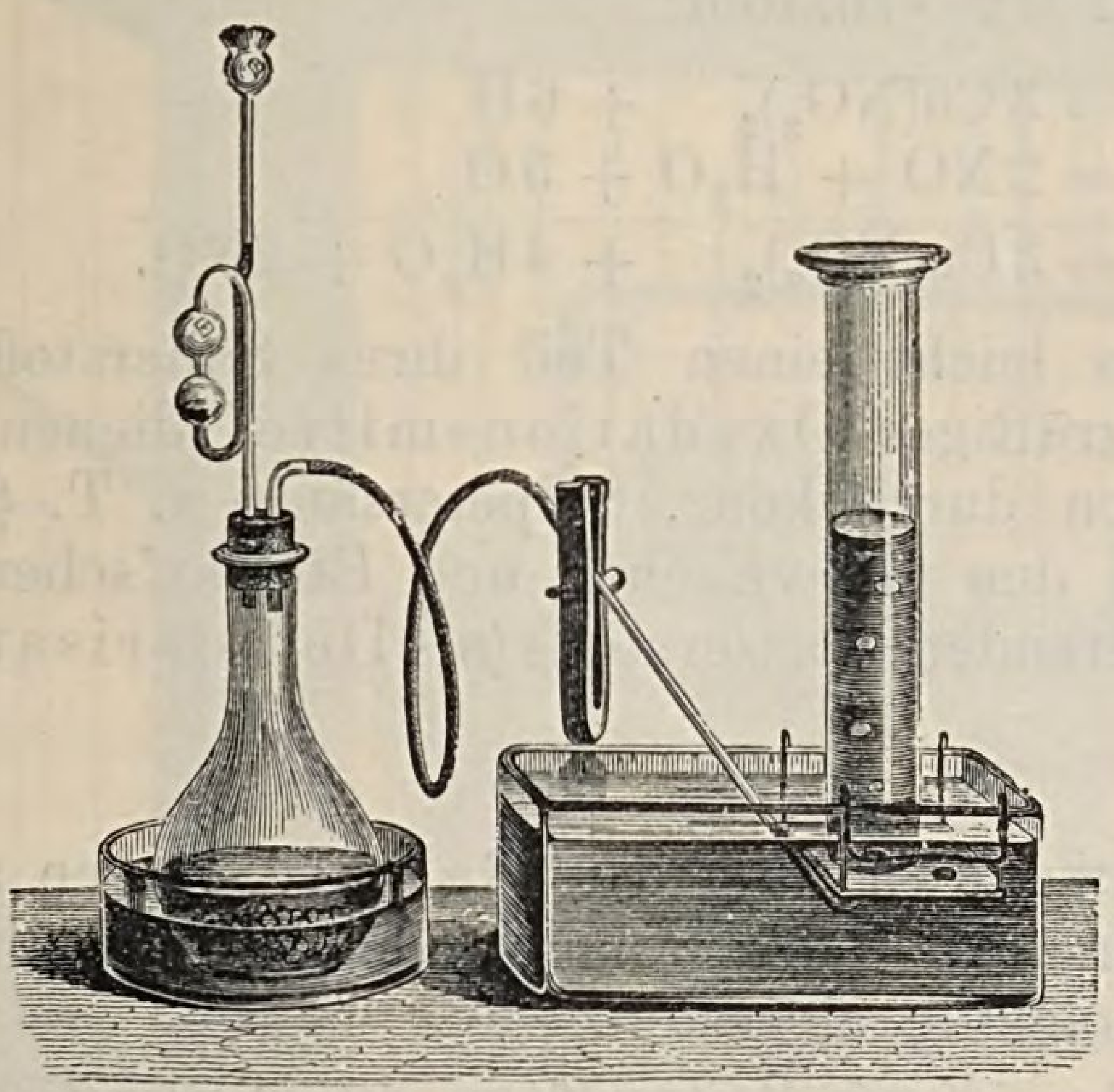


Fig. 211.
Zersetzung von Salpetersäure durch Kupfer.

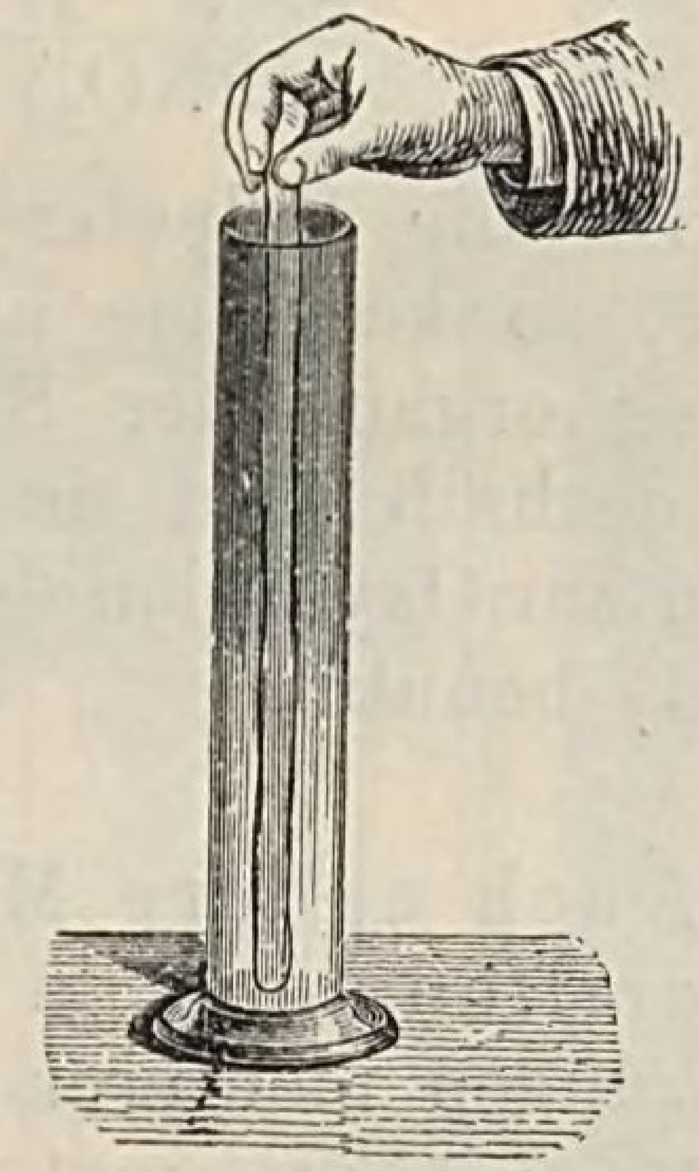


Fig. 212.

hinein (Fig. 212). Sofort nach dem Entfernen der Glasplatte treten an der Öffnung des Cylinders dunkelrote Dämpfe auf, und diese Umwandlung des zuvor farblosen Gases schreitet rasch von oben nach unten fort, bis nach kurzer Zeit der ganze Cylinder mit Dämpfen gefüllt ist. Der Lackmusstreifen rötet sich in derselben Zeit in demselben Mafse, in welchem die Umwandlung der Dämpfe vor sich geht, von oben nach unten.

Ergebnis. Bei der Einwirkung von Kupfer auf verdünnte Salpetersäure tritt kein Wasserstoff, sondern ein anderes farbloses Gas auf, welches in Berührung mit Luft (durch Aufnahme von Sauerstoff) in rote Dämpfe übergeht, die feuchtes Lackmuspapier stark röten, während das ursprünglich auftretende farblose Gas keine sauren Eigenschaften besitzt.

Jenes farblose Gas ist Stickoxyd NO, welches sich mit dem Sauerstoff der Luft zu Untersalpetersäure oder Stickstoffdioxyd, NO_2, verbindet. Da sich das Kupfer bei dieser Reaktion in der Salpetersäure zu Kupfernitrat löst, so mufs ein Teil der Salpetersäure nach der Gleichung:

$$2HNO_3 + Cu = Cu(NO_3)_2 + H_2 \quad . \; . \; . \; . \; . \; . \; . \quad (1)$$

zersetzt worden sein. Hierbei würden 2 Atome H im freien Zustande

auftreten müssen. Dies ist aber, wie der Versuch zeigt, nicht der Fall, vielmehr entwickelt sich NO; es mufs also ein anderer Teil der Salpetersäure so zersetzt worden sein, dafs sich der Rest NO_3 in NO und O_2 spaltet, was nur nach der Gleichung

$$\begin{matrix} HNO_3 \\ HNO_3 \end{matrix} = \begin{matrix} H \\ H \end{matrix}\!\!>\!O + \begin{matrix} NO \\ NO \end{matrix} + O_3 \quad \ldots\ldots\ldots \quad (2)$$

möglich ist, also unter Freiwerden von O_3. Da sich aber ebenso wenig freier Sauerstoff wie freier Wasserstoff entwickelt, so bleibt nur die Annahme übrig, dafs sich O und H in statu nascendi sofort miteinander verbinden. Die 3O aber brauchen 6H, folglich mufs die Gleichung (1) mit 3 multipliziert werden, und wir erhalten:

$$\begin{array}{l} 6H(NO_3) + 3Cu = 3Cu(NO_3)_2 \quad + 6H \\ 2H(NO_3) \qquad\quad = 2NO + H_2O + 3O \\ \hline 8H(NO_3) + 3Cu = 3Cu(NO_3)_2 \quad + 4H_2O + 2NO. \end{array}$$

Da die Salpetersäure so leicht einen Teil ihres Sauerstoffs abspaltet, so kann sie als ein kräftiges Oxydationsmittel dienen (Entzündung organischer Substanzen durch konz. Salpetersäure s. T. § 184). Eben deshalb wird sie auch in den Grove'schen und Bunsen'schen Elementen zur Oxydation des nascierenden Wasserstoffs (als Depolarisationsmittel) benutzt.

71. Auch andere Metalle werden von der Salpetersäure angegriffen, d. h. in salpetersaure Salze umgewandelt, wobei ähnliche Zersetzungen mehrerer Säuremoleküle eintreten.

Versuch [T. § 183b]. Man übergiefse in Bechergläsern granuliertes Zink, Zinnfolie, Eisendraht, Quecksilber und Silber, Gold und Platin mit konzentrierter Salpetersäure und mäfsige dann die Reaktion durch Zusatz von etwas Wasser (Fig. 213).

Alle Metalle, mit Ausnahme von Gold und Platin, werden mehr oder weniger heftig angegriffen unter Entwickelung dichter Wolken von roten Dämpfen: dabei lösen sich Zink, Eisen, Quecksilber und Silber vollständig auf, während das Zinn in eine weifse, unlösliche Masse (Zinnoxyd, welches mehr den Charakter einer Säure trägt und deshalb auch Zinnsäure genannt wird) umgewandelt wird (Prüfung der Lösungen mit Kalilauge!).

Ergebnis. Die Salpetersäure wird durch alle unedeln Metalle und durch Silber reduziert und giebt dabei an das Metall einen Teil ihres Sauerstoffs ab. Die einzelnen Reduktionen aber erfolgen mit verschiedener Heftigkeit und geben verschiedene Reduktionsprodukte, wobei auch die Temperatur und die Konzentration der Säure von Einflufs sind. Einige Metalle reduzieren nur bis zu Untersalpetersäure NO_2 oder salpetriger Säure N_2O_3, andere, z. B. Kupfer, bis NO, Zink dagegen bringt eine noch weitergehende Zersetzung hervor, als das Kupfer, indem das dabei in Freiheit gesetzte Gas zum Teil aus Stickoxydul, N_2O, besteht. Gleichzeitig bildet sich aber in allen Fällen Stickoxydgas, so dafs die Reaktion nicht so rein verläuft, wie bei Kupfer,

sondern überhaupt ein Gemenge der Oxydationsstufen N_2O, NO, N_2O_3 und NO_2 auftritt; durch die Gegenwart der Untersalpetersäure und salpetrigen Säure erscheinen die Dämpfe immer rot gefärbt, was als allgemeine Erscheinung bei der Auflösung der Metalle in Salpetersäure (die Entwickelung von roten Dämpfen) zu betrachten ist.

Das Eisen zeigt hierbei das eigentümliche Verhalten, dafs es von konzentrierter Salpetersäure nicht angegriffen wird (passives Eisen).

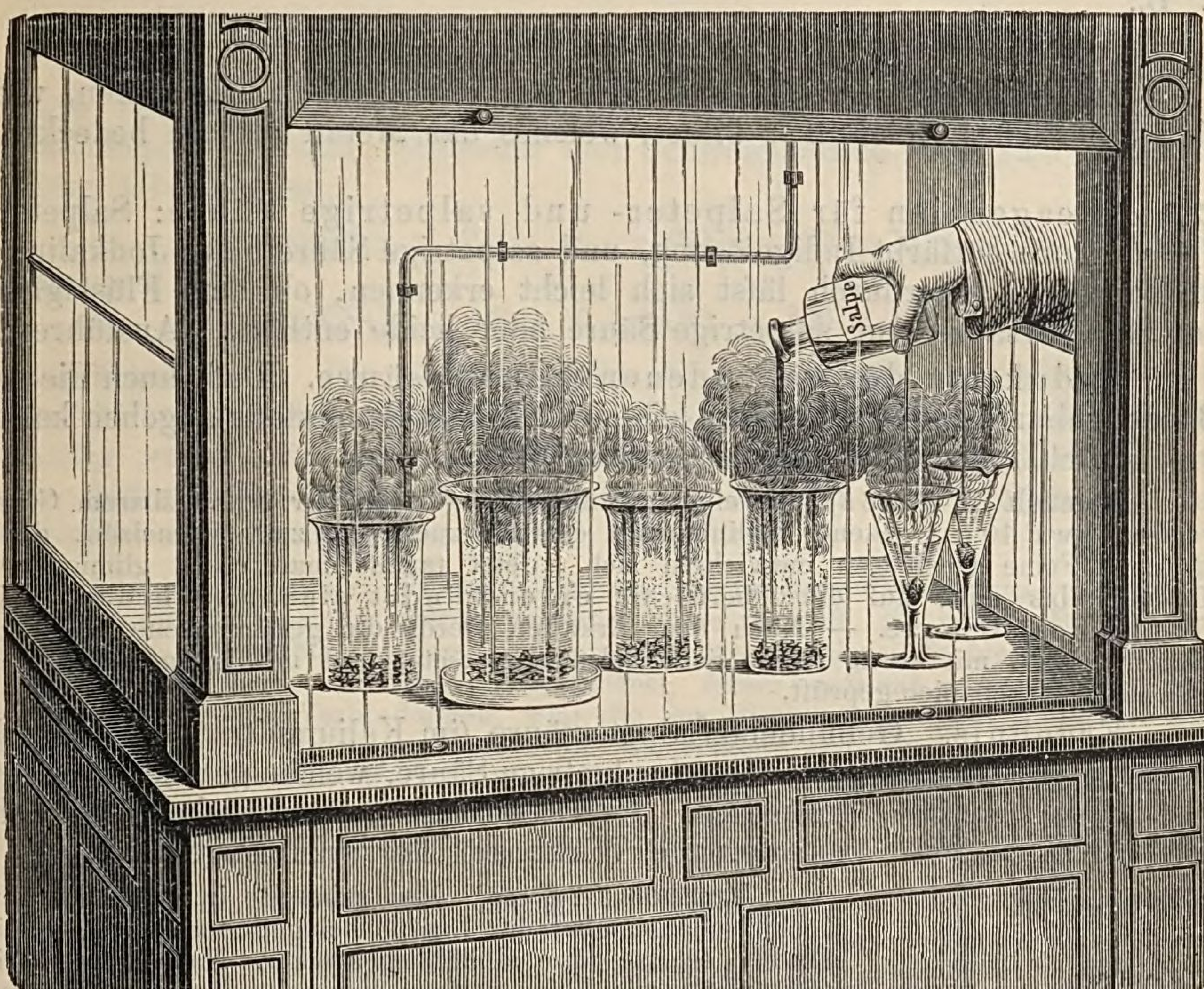


Fig. 213. Einwirkung von Salpetersäure auf Metalle.

Da Gold und Platin nicht durch Salpetersäure aufgelöst werden, so kann diese zur Scheidung der beiden edeln Metalle, insbesondere des Goldes vom Silber, benutzt werden und heifst deshalb Scheidewasser, wozu am besten eine wässerige Säure von 48 p. c. $H(NO_3)$ dient, deren spez. Gew. 1,30 ist.

Goldscheidung durch Salpetersäure (Scheidung durch die Quart). Legierungen von Gold und Silber werden nur dann vollständig geschieden, wenn der Goldgehalt kein zu hoher und kein zu niedriger ist: am besten, wenn er etwa $^1/_4$ der Legierung beträgt. Ist er geringer, so wird viel Gold mit aufgelöst; ist er höher, so wird die Legierung nur unvollständig angegriffen. Um in solchen Fällen dennoch eine möglichst vollständige Scheidung zu erzielen, war man früher, solange

diese Methode die einzige Scheidungsmethode war, genötigt, vor der Auflösung durch Zusammenschmelzen mit Gold, resp. mit Silber, die Lösung auf den richtigen Gehalt zu bringen. Aus diesem Grunde aber war es auch nicht lohnend, bei sehr geringem Goldgehalt die Scheidung überhaupt vorzunehmen (siehe Affinerie des Silbers, S. 236).

Königswasser ist eine Mischung von 1 Teil Salpetersäure und 3 Teilen Salzsäure, welche beim Erwärmen freies Chlor entwickelt. Hierdurch gewinnt sie die Eigenschaft, auch die beiden edeln Metalle, Gold und Platin, (als Chloride) aufzulösen, wobei Stickoxyd frei wird, z. B.:

$$HNO_3 + 3HCl + Au = AuCl_3 + NO + 2H_2O.$$

Silber bleibt ungelöst und wird nur oberflächlich angegriffen, weil sich unlösliches Chlorsilber bildet, welches das Metall alsbald bedeckt.

72. Reagenzien für Salpeter- und salpetrige Säure: Salpetersäure entfärbt Indigolösung, und salpetrige Säure bläut Jodkaliumstärkepapier. Hierdurch läfst sich leicht erkennen, ob eine Flüssigkeit nur Salpetersäure, nur salpetrige Säure oder beide enthält. (Ausführen!)

Reduktion der gebundenen Salpetersäure. Dafs auch die an Basen gebundene Salpetersäure einen Teil ihres Sauerstoffs abgeben kann, wird durch folgende Versuche bewiesen.

Versuch [T. § 186a]. In einem Probierrohr von schwer schmelzbarem Glase werden etwa 10 g trockenes Kaliumnitrat erhitzt, zuerst bis zum Schmelzen, dann stärker. Feine Gasblasen entwickeln sich. Jetzt tauche man einen glimmenden Holzspan bis nahe auf die Oberfläche: er entzündet sich und brennt mit blendendem Glanze. — Nach dem Erkalten werde die geschmolzene Masse in Wasser gelöst, mit etwas reiner Schwefelsäure versetzt und mit Indigolösung und Jodkaliumstärkepapier geprüft.

Ergebnis. Gebundene Salpetersäure (im Kaliumnitrat) wird durch Erhitzen in freien Sauerstoff und salpetrige Säure, welche gebunden bleibt, gespalten. Es ist deshalb vorauszusehen, dafs sie oxydierende Wirkungen hervorzubringen vermag.

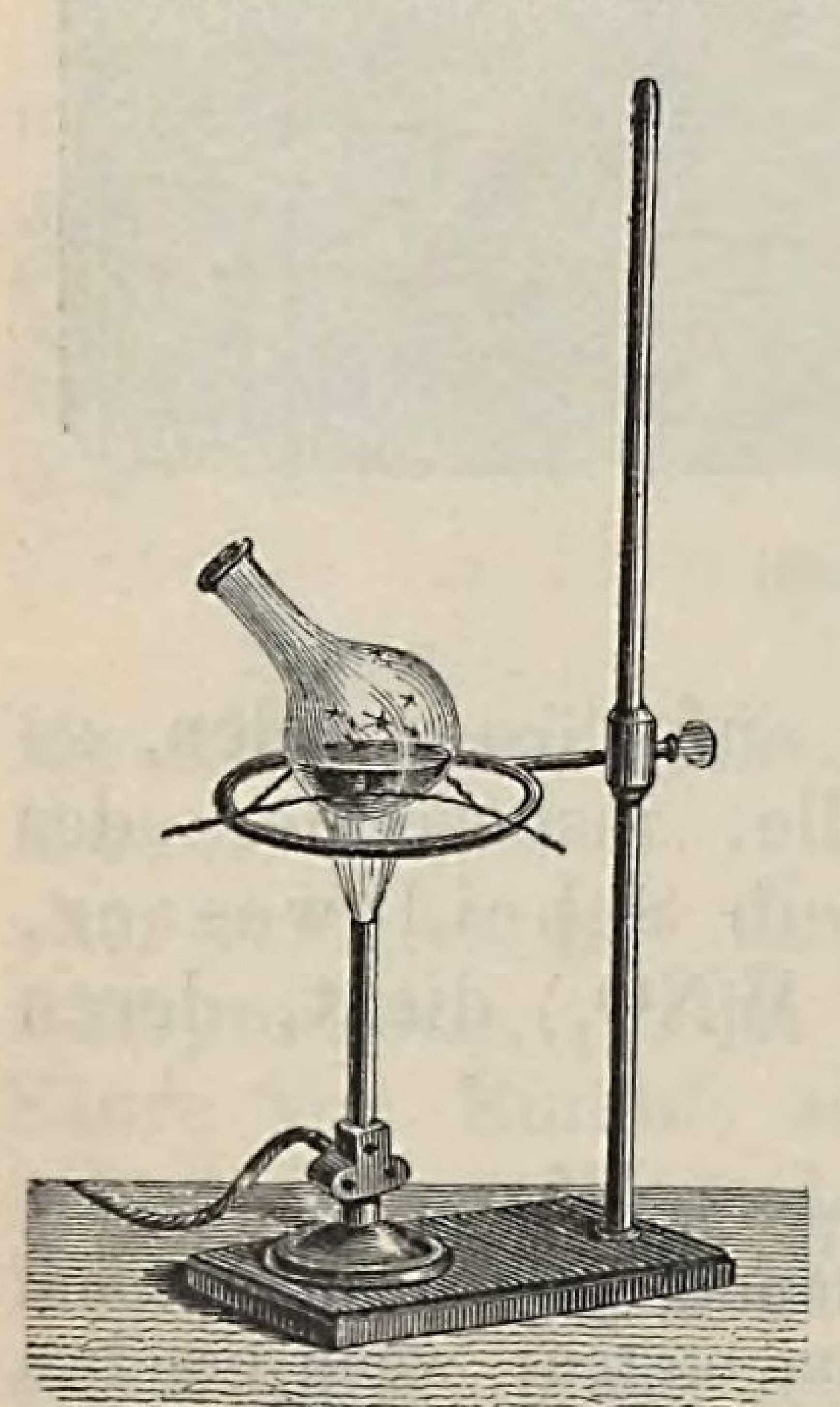


Fig. 214. Einwirkung von geschmolzenem Salpeter auf Kohlenstoff und Schwefel.

Versuch [T. § 186]. Man schmelze in einem kleinen Kochfläschchen über der Lampe bei gelinder Wärme Kalisalpeter, erhitze dann allmählich stärker. Nach einiger Zeit kann man, wie beim vorigen Versuch, die Entwickelung kleiner Gasbläschen beobachten. Hierauf werfe man kleine Stückchen Holzkohle und Schwefel hinein. Die Kohle hüpft unter lebhaftem Verbrennen auf dem geschmolzenen Salpeter herum, und der Schwefel entzündet sich mit blendendem Glanz (Fig. 214).

Ergebnis. Das Kaliumnitrat wird durch blofses Erhitzen partiell reduziert und giebt einen Teil seines Sauerstoffs frei ab. Dieser verbindet sich mit brennbaren Körpern und bringt dieselben zur Entflammung.

Versuch [T. § 187]. Man zerreibe einen Teil Schwefel und einen Teil Holzkohle zusammen zu einem feinem Pulver und schütte dasselbe auf ein Papier. Dann zerreibe man für sich 8 Teile Salpeter ebenfalls zu Pulver und

mische dasselbe vorsichtig (ohne Druck) mit dem Schwefel und der Kohle. Berührt man nun das Pulvergemenge mit einem brennenden Span, so entzündet es sich unter lebhafter Explosion.

Schiefspulver ist ein Gemenge aus den genannten drei Substanzen; sie werden einzeln fein gepulvert, dann nafs zu einem Teige gemischt, dieser unter starkem Druck zu Platten geprefst, zerschlagen und gesiebt. Ungekörntes Pulver (Mehlpulver) brennt nur sprühend ab, gekörntes aber rasch, und zwar um so rascher, je gröber die Körner sind, weil dadurch um so gröfsere Zwischenräume entstehen, durch welche die Flamme hindurchschlagen kann.

Die Hauptprodukte der Explosion des Schiefspulvers sind Kohlensäure oder Kohlenoxyd je nach der relativen Menge (Dosierung) der Mischungsbestandteile, Stickstoff und Schwefelkalium, was sich durch die beiden Gleichungen:

$$2KNO_3 + 3C + S = 3CO_2 + 2N + K_2S$$

und:

$$2KNO_3 + 6C + S = 6CO + 2N + K_2S$$

ausdrücken läfst. Der Salpeter wird also vollständig zersetzt und durch den frei werdenden Sauerstoff der Kohlenstoff vollständig oder unvollständig verbrannt; der Schwefel bindet das frei werdende Kalium, und das dadurch entehende Schwefelkalium giebt den Pulverrauch und verursacht den eigentümlichen Geruch desselben.

Die hier genannten Produkte sind aber keineswegs die einzigen, weil die Explosion nebenher noch in vielfach anderem Sinne verläuft. So wird z. B. stets auch ein Teil des Schwefels oxydiert, und ein Teil des Kohlenstoffs bleibt unverbrannt (grauschwarze Farbe des Pulverrückstandes); ferner entsteht auch Wasser nebst anderen H-haltigen Verbindungen, weil die zur Mischung benutzte Kohle nie ganz ausgebrannt, d. h. nie reiner Kohlenstoff ist, sondern stets noch mehr oder weniger grofse Mengen Wasserstoff enthält; endlich hängt die Natur und relative Menge der Explosionsprodukte auch von dem Druck ab, unter dem die Explosion erfolgt, d. h., sie verläuft in freier Luft unter gewöhnlichem Drucke anders als im geschlossenen Raume.

Wenn das Pulver in einem Gewehr oder Geschütz die möglichst gröfste Wirkung auf das Geschofs ausüben, d. h. diesem eine möglichst grofse Anfangsgeschwindigkeit erteilen soll, so darf die Explosion weder zu schnell, noch zu langsam verlaufen; im ersten Falle ist das Geschütz gefährdet, im zweiten würde ein mehr oder weniger grofser Teil des Pulvers erst abbrennen, nachdem das Geschofs den Lauf bereits verlassen hat. Theoretisch ist die Wirkung am günstigsten, wenn die Explosion gerade so lange oder nur wenig länger dauert, als das Geschofs noch im Laufe ist. Dies Ziel wird bei den verschiedenen Schufswaffen durch feineres oder gröberes Korn des Pulvers, bei gröfseren Geschützen durch Anwendung von prismatischem Pulver erreicht (Pulver, welches nach dem Körnen durch starken Druck zu kurzen, sechsseitigen Prismen geformt ist, die in der Richtung ihrer Achse eine oder mehrere cylindrische Durchbohrungen haben).

Andere explosive Gemenge, welche aus brennbaren Substanzen und Salpeter bestehen, sind:

Beaumé'scher *Schnellflufs*, 3 Tle. Salpeter, 1 Tl. Schwefel und 1 Tl. Sägespäne, giebt beim Entzünden eine lebhebhaft sprühende Flamme. Drückt man die Mischung in eine Nufsschale und legt eine kleine Silbermünze (20-Pfennigstück) hinein und

entzündet, so bleibt die Nufsschale unverbrannt, während die Münze zu einer Kugel zusammenschmilzt, weil Schwefelsilber entstanden ist.

Knallpulver, 3 Tle. Salpeter, 1 Tl. Kaliumkarbonat, 1 Tl. Schwefel, alle 3 vor dem Mischen sorgfältig getrocknet. Legt man eine Messerspitze davon auf ein Stück Eisenblech und erhitzt langsam durch eine untergestellte kleine Flamme, so schmilzt die Masse und explodiert dann mit einem heftigen Knall (zuerst Bildung von Kaliumsulfid und dann rasche Verbrennung desselben durch den Salpeter).

Indianisches Weifsfeuer, 48 Tle. Salpeter, $13^1/_4$ Tle. Schwefel, $17^1/_4$ Tle. Schwefelantimon, brennt mit glänzend weifser Flamme ab.

Feuerlöschdosen, eine schiefspulverartige Mischung aus Salpeter, Schwefel und Kohle, nicht gekörnt, sondern feinpulverig, feucht in Kapseln geprefst und dann getrocknet; brennt sprühend ab, erstickt durch die reichlich sich entwickelnden Verbrennungsgase (CO_2, N und SO_2) Flammen in geschlossenen Räumen.

72a. **Stickoxyd und Stickoxydul.** Beide finden sich, wie erwähnt, unter den gasförmigen Zersetzungsprodukten der wässerigen Salpetersäure.

Das Stickoxyd, NO, wird am reinsten durch Einwirkung von verdünnter Salpetersäure auf Kupfer erhalten.

Versuch [T. § 191]. Man stelle Stickoxyd in der auf S. 237 beschriebenen Weise dar und fülle damit einen hohen Fufscylinder, welchen man in der pneumatischen Wanne stehen läfst. Dann lasse man allmählich und vorsichtig einzelne Blasen Sauerstoff in den Cylinder treten. Nach jeder Blase beobachtet man das Auftreten roter Dämpfe unter vorübergehender Ausdehnung des Gasgemenges. Bald verschwinden die roten Dämpfe unter Verminderung des Gasvolums, und wenn man mit der Zuführung von Sauerstoff vorsichtig verfährt, so füllt sich schliefslich der Cylinder vollständig mit Wasser. — Prüft man den wässerigen Inhalt mit Indigotinktur und Jodkaliumstärkepapier, so findet man, dafs vorwiegend (nach längerm Stehen nur) Salpetersäure vorhanden ist.

Ergebnis. Das Stickoxyd verwandelt sich also bei Gegenwart von Sauerstoff zuerst in Stickstoffdioxyd und dieses bei Gegenwart von Wasser und Sauerstoff schliefslich in Salpetersäure.

Dafs das Stickoxyd umgekehrt auch Sauerstoff abgeben kann, ergiebt sich aus folgendem

Versuch [T. § 191]. Man fülle einen Fufscylinder in derselben Weise mit Stickoxyd, hebe ihn, mit einer Glasplatte bedeckt, aus der Wanne, giefse dann, indem man die Glasplatte ein wenig bei Seite schiebt, einige Tropfen Schwefelkohlenstoff hinein, verschliefse wieder rasch, mische den Gasinhalt durch mehrmaliges Umschwenken des Cylinders und stelle letzteren bedeckt unter den Abzug. Alsdann entferne man die Glasplatte und halte sofort einen brennenden Fidibus an die Mündung des Cylinders: Mit schwacher, von einem Ton begleiteter Explosion entzündet sich das Gasgemenge unter Auftreten einer hohen, glänzendleuchtenden Flamme, während sich die Innenwand des Cylinders mit einem gelben Überzug (Schwefel) bedeckt.

Ergebnis. Schwefelkohlenstoffdampf verbrennt durch Stickoxyd, welches dabei seinen Sauerstoff verliert, unter Abscheidung von etwas Schwefel. Die hierbei auftretende Flamme ist reich an chemisch wirkenden Strahlen: ihr Licht schwärzt rasch Chlorsilber und bringt Chlorknallgas zur Explosion.

Das Stickoxydul wird am leichtesten durch Zersetzung von Ammoniumnitrat erhalten.

Versuch [T. § 193]. In einer Retorte mit Vorlage, wie zur Darstellung von Sauerstoff aus Quecksilberoxyd (S. 10), erwärme man (vorsichtig!) einige Gramm trocknes Ammoniumnitrat und fange das entweichende Gas in einem Fufscylinder auf. In der Vorlage sammelt sich Wasser. Dann tauche man, nachdem man den Cylinder aus der Wanne gehoben hat, einen brennenden Holzspan hinein: letzterer verbrennt mit hell leuchtender Flamme wie in reinem Sauerstoff.

Ergebnis. Die Zersetzung des Salzes in der Retorte kann nur nach der Gleichung

$$(NH_4)NO_3 = 2H_2O + N_2O$$

erfolgen. Die lebhafte Verbrennung des Holzstabes beweist, dafs auch das Stickoxydul an brennbare Körper seinen Sauerstoff abgebe'n kann. Das Gas kann auch kurze Zeit, am besten mit Luft gemischt, eingeatmet werden, wobei ein eigentümlicher Zustand von Wohlbehagen und Heiterkeit, verbunden mit Empfindungslosigkeit (Anästhesie[1]) und später Bewufstlosigkeit eintritt. Es hat deshalb den Namen Lustgas oder Lachgas erhalten und wird bei leichten Operationen (Zahnausziehen) als Anästhetikum benutzt.

3. Wechselwirkung von Salpetersäure und schwefliger Säure.

73. Die schweflige Säure (Schwefeldioxyd), welche durch Verbrennen von Schwefel, durch Rösten von Kiesen (S. 83) oder auch beim Auflösen von Metallen in konzentrierter Schwefelsäure (Affinerie S. 236) entsteht, läfst sich leicht, wenn man sie mit Luft, Wasserdampf und etwas Salpetersäure in Berührung bringt, höher oxydieren und geht dabei in Schwefelsäure (Schwefelsäurehydrat) über. Die Salpetersäure verbindet sich hierbei, wenn ungenügende Mengen Wasser zugegen sind, mit dem Schwefeldioxyd und giebt eine krystallinische Verbindung: Nitroschwefelsäure, $SO_2(OH)NO_2$, (Bleikammerkrystalle) nach der Gleichung:

$$SO_2 + HO.NO_2 = SO_2\left\langle{OH \atop NO_2}\right. .$$

Diese zersetzt sich aber, wenn hinreichend Wasser vorhanden ist, nach der Gleichung:

$$SO_2\left\langle{OH \atop NO_2}\right. + H_2O = SO_2\left\langle{OH \atop OH}\right. + HNO_2,$$

also in Schwefelsäure und Salpetersäurehydrat, welches letztere bei Gegenwart von viel Wasser in Salpetersäure und Stickoxyd zerfällt:

$$3HNO_2 = HNO_3 + 2NO + H_2O.$$

Das Stickoxyd endlich nimmt bei Gegenwart von Luft und Wasser Sauerstoff auf und verwandelt sich, wie wir sahen, vollständig in Salpeter-

1) griech. ἀναισθησία (anaisthesía), Unempfindlichkeit.

säure (s. o.). So wird also bei diesen aufeinander folgenden Reaktionen schliefslich alle Salpetersäure wiedergewonnen und kann von neuem oxydierend wirken, so dafs ein und dieselbe Menge Salpetersäure zur Bildung unbegrenzter Mengen von Schwefelsäure ausreicht, wobei die Salpetersäure nur den freien Sauerstoff der Luft auf das Schwefeldioxyd überträgt.

Diese Reaktion wird im Grofsen zur Darstellung der Schwefelsäure benutzt.

Bleikammerprozefs. Nach diesem Verfahren wird die englische Schwefelsäure im Grofsen fabriziert. Schweflige Säure wird entweder durch Verbrennen von Schwefel oder durch Rösten von natürlich vorkommenden Schwefelmetallen, Kiesen, Pyriten (vgl. S. 83) dargestellt. Diese leitet man durch ein System von Bleikammern und läfst zu gleicher Zeit Wasserdampf und Luft eintreten. In der ersten Kammer, *A*, mischen sich diese Gase, in der zweiten, *B*, tritt durch einen Tropfapparat fortwährend Salpetersäure in kleinen Mengen ein und verbreitet sich über die grofse Oberfläche eines passend konstruierten Gefäfses in dünner Schicht. In der dritten Kammer *C*, welche die gröfste ist, verweilen die Gase am längsten und haben Zeit, gehörig aufeinander zu reagieren. Hier findet daher auch der Hauptprozefs statt. Unter fortwährendem Einströmen von Wasserdampf schlagen sich immer zunehmende Quantitäten wässeriger verdünnter Schwefelsäure (Kammersäure) nieder, ohne dafs sich zuvor Bleikammerkrystalle bilden, was nur bei fehlerhaft geleitetem Prozefs (Mangel an Wasserdampf) eintritt. In der 4. und 5. Kammer, *D* und *E*, endlich vollendet sich die Reaktion. Die Säure in Kammer *A* ist mit SO_2, die in Kammer *B* mit $H(NO_3)$ gesättigt, die in Kammer *D* und *E* enthält ebenfalls noch etwas überschüssige $H(NO_3)$; deshalb fliefst alle Säure aus *B* (durch *m* und *n*), sowie aus *D* und *E* (durch *u*, *v* und *n*) nach *A*, und erst von hier aus (durch *o* und *r*) nach *C*: dies wird durch die Röhren *z* und *x* vermittelt. Die aus *C* durch *s* ablaufende Kammersäure wird zuerst in Bleipfannen bis 60° B. eingedampft und dann in Platinkesseln bis zu einem spez. Gew. von 1,842 (66° B.) konzentriert)

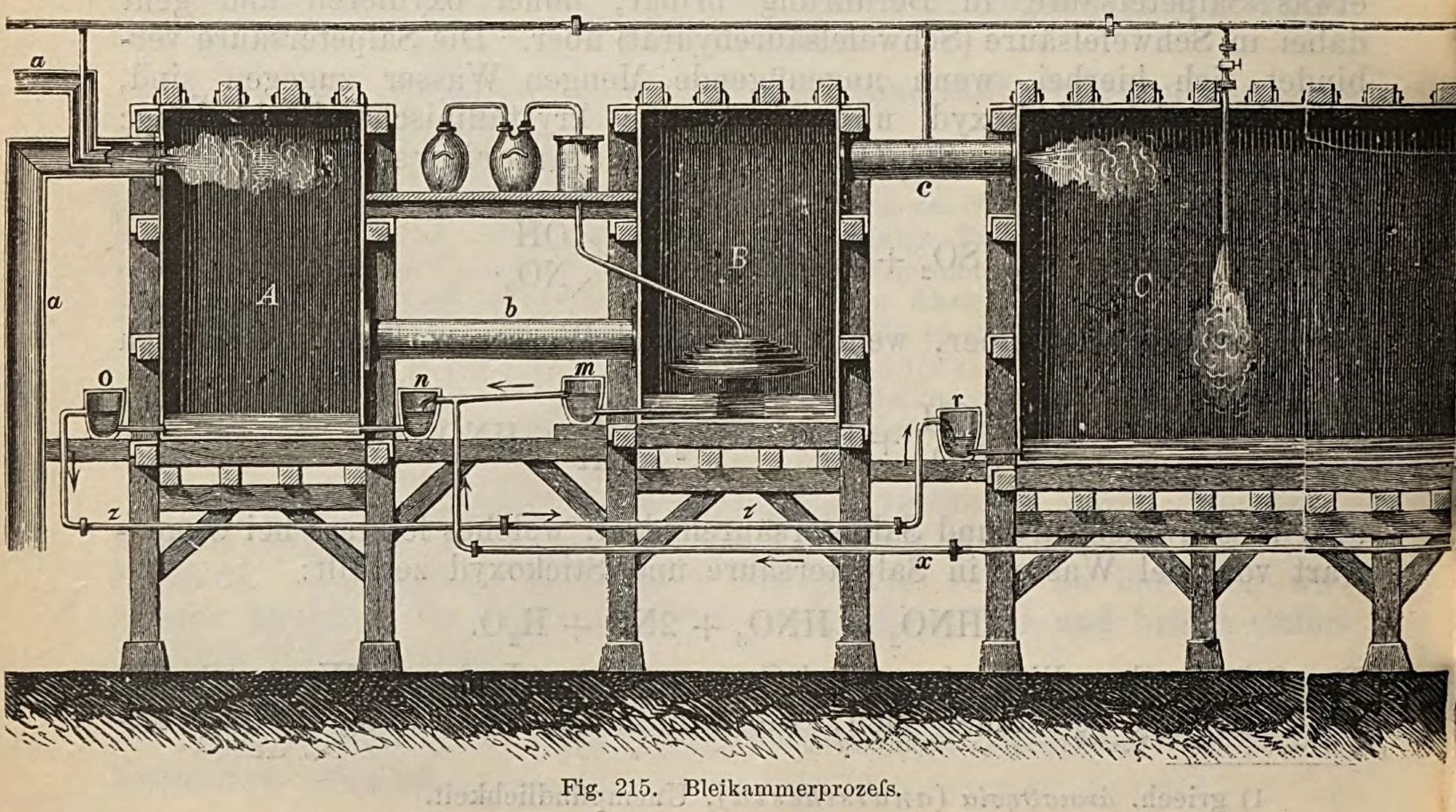


Fig. 215. Bleikammerprozefs.

4. Oxydationsstufen des Chlors.

Anhydride:		Hydrate:	
Cl_2O	Chlormonoxyd	$HClO$	Unterchlorige Säure
$[Cl_2O_3]$[1]	Chlortrioxyd	$HClO_2$	Chlorige Säure
Cl_2O_4	Chlortetroxyd	—	
$[Cl_2O_5]$[1]	Chlorpentoxyd	$HClO_3$	Chlorsäure
$[Cl_2O_7]$[1]	Chlorheptoxyd	$HClO_4$	Überchlorsäure.

Chlorsäure. Das Hydrat der Chlorsäure, $H(ClO_3)$, ist sehr unbeständig, in verdünnter Lösung aber haltbar; das Anhydrid ist gar nicht bekannt. Dagegen sind die Chlorate bei gewöhnlicher Temperatur sehr beständige Verbindungen.

74. **Versuch** [T. § 195]. Man erhitzt in einem Probiergläschen Kaliumchlorat, $K(ClO_3)$, vorsichtig bis zum Schmelzen und dann ein wenig stärker. Nach kurzer Zeit beginnt eine reichliche Entwickelung von Sauerstoff, was durch Eintauchen eines glimmenden Spans leicht nachgewiesen werden kann. Zuletzt bleibt eine feste Salzmasse (Chlorkalium) zurück.

Ergebnis. Das Kaliumchlorat zerfällt schon beim Erhitzen für sich vollständig in freien Sauerstoff und Kaliumchlorid:

$$K(ClO_3) = KCl + O_3.$$

1) Im freien Zustande nicht bekannt.

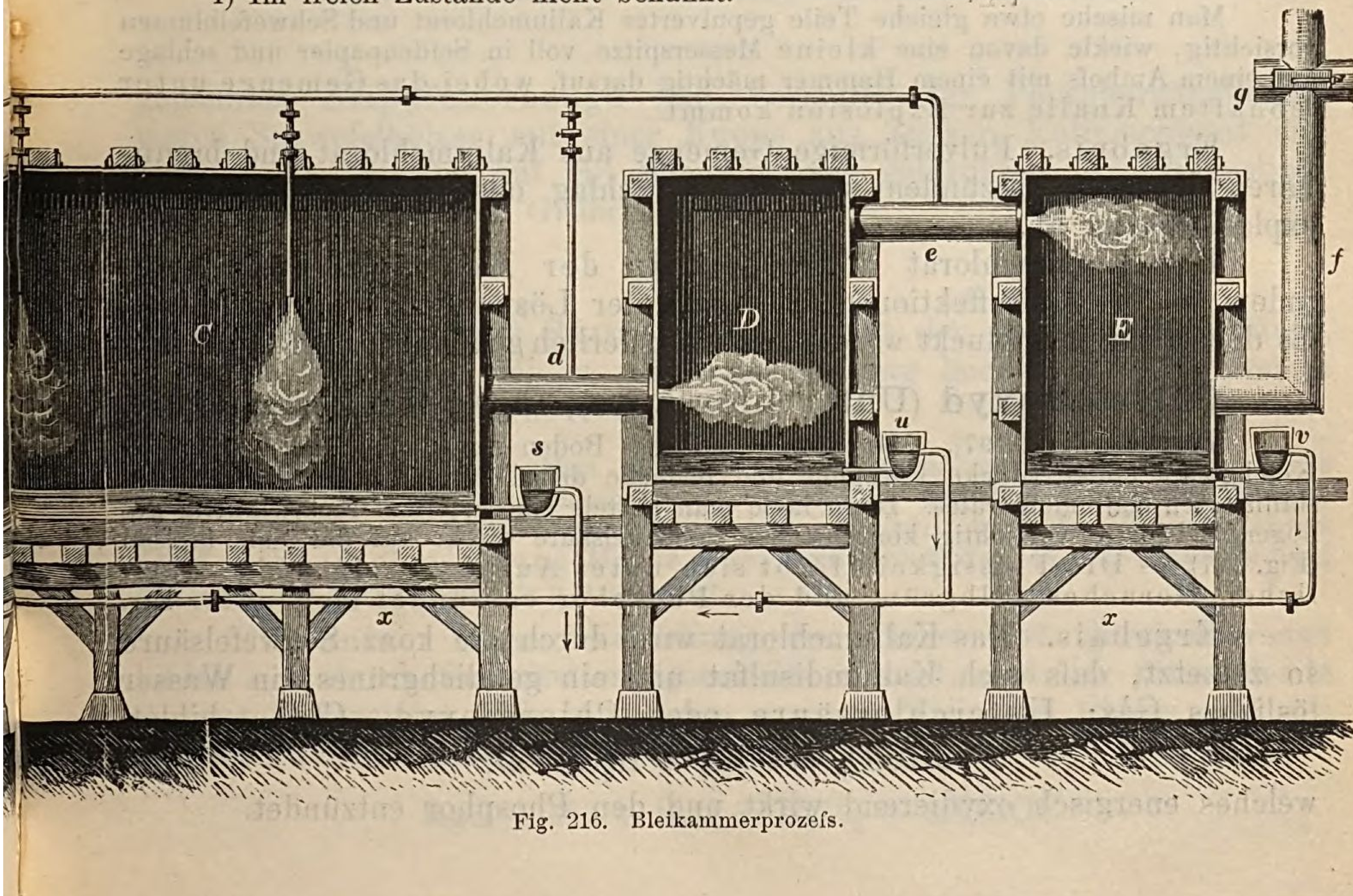


Fig. 216. Bleikammerprozeſs.

Aus diesem Grunde wird es als eines der bequemsten Mittel zur Darstellung von Sauerstoff in gröfseren Mengen benutzt.

Die Sauerstoffmengen, welche hierbei auftreten, lassen sich nach der obigen Formel leicht berechnen (S. 92):

$$\underset{122,5}{\overset{10}{K(ClO_3)}} = KCl + \underset{33,48}{\overset{x\,\text{Vol.}}{O_3}}$$

$$122,5 : 10 = 33,48 : x; \quad x = 2,73.$$

Man erhält also aus 10 g Kaliumchlorat 2,73 Liter Sauerstoff.

Da die Zersetzung des Kaliumchlorates bedeutend leichter von statten geht, als die des Kaliumnitrates, so müssen explosive Gemenge von Kaliumchlorat mit brennbaren Substanzen (Schwefel und Kohle) mit weit gröfserer Lebhaftigkeit abbrennen, als solche mit Salpeter. Aus diesem Grunde ist die Verwendung des Kaliumchlorates zu Schiefspulver unthunlich, dagegen wird es zur Herstellung von Feuerwerkskörpern, z. B. bengalischen Flammen, benutzt, welche man dadurch bereitet, dafs man den obigen Gemengen gewisse flammenfärbende Substanzen, z. B. Strontiumnitrat für Rot, Kupferkarbonat für Blau etc., zusetzt [T. § 196d].

Rot:	8 $KClO_3$,	22 S	3 Kohle,	67 Strontiumnitrat.
„	30 „	18 „	2 „	45 „ 5. Schwefelantimon.
Blau:	28 „	23 „	10 Cuprikarbonat,	39 Kaliumnitrat.
Grün:	73 „	16 „	10 Borsäure.	

Versuch [T. § 196a]. Man reibe in einer grofsen Porzellanreibschale eine kleine Messerspitze Schwefel, so dafs er fest anhaftet, streue einige Körnchen chlorsaures Kali hinein und reibe dann mit dem Pistill kräftig darin herum. Es entsteht eine Reihe peitschenknallähnlicher, aber ungefährlicher Explosionen.

Man mische etwa gleiche Teile gepulvertes Kaliumchlorat und Schwefelblumen vorsichtig, wickle davon eine kleine Messerspitze voll in Seidenpapier und schlage auf einem Ambofs mit einem Hammer mächtig darauf, wobei das Gemenge unter lebhaftem Knalle zur Explosion kommt.

Ergebnis. Pulverförmige Gemenge aus Kaliumchlorat und brennbaren Körpern entzünden sich durch Schlag oder Stofs und brennen explosionsartig ab.

Das Kaliumchlorat findet auch in der Medizin Anwendung, indem es bei Halsaffektionen in verdünnter Lösung zum Gurgeln dient. Es darf nicht verschluckt werden, da es, innerlich genommen, giftig wirkt.

Chlortetroxyd (Unterchlorsäure), Cl_2O_4, gelblichgrünes Gas.

Versuch [T. § 197]. Man bringe auf den Boden eines mit Wasser gefüllten Kelchglases einige Stücke Phosphor und bedecke dieselben mit einer Schicht krystallisierten Kaliumchlorates. Dann lasse man mittels einer viermal rechtwinkelig gebogenen Pipette vorsichtig konzentrierte Schwefelsäure direkt auf das Salz fliefsen (Fig. 217). — Die Flüssigkeit färbt sich unter Auftreten eines eigentümlichen Geruches gelbgrün, und der Phosphor entzündet sich unter ihr.

Ergebnis. Das Kaliumchlorat wird durch die konz. Schwefelsäure so zersetzt, dafs sich Kaliumdisulfat und ein gelblichgrünes, in Wasser lösliches Gas: Unterchlorsäure oder Chlordioxyd, Cl_2O_4, bildet,

$$2HClO_3 = Cl_2O_4 + H_2O + O,$$

welches energisch oxydierend wirkt und den Phosphor entzündet.

Versuch. Man mische (vorsichtig, ohne Reibung) 3 Teile gepulvertes Kaliumchlorat und 1 Teil gepulverten Zucker, schütte das Gemenge auf einen Ziegelstein und berühre es mit einem in konzentrierte Schwefelsäure getauchten Glasstab. — Es tritt sofort explosionsartige Entzündung des Zuckers ein.

Ergebnis. Die durch die Schwefelsäure frei gemachte geringe Menge Chlorsäure zerfällt sofort unter Bildung von Unterchlorsäure und Entwickelung von Wärme, welche das Gemenge von Zucker und unzersetztem Kaliumchlorat zur Explosion bringt. — Die Hölzer der so-

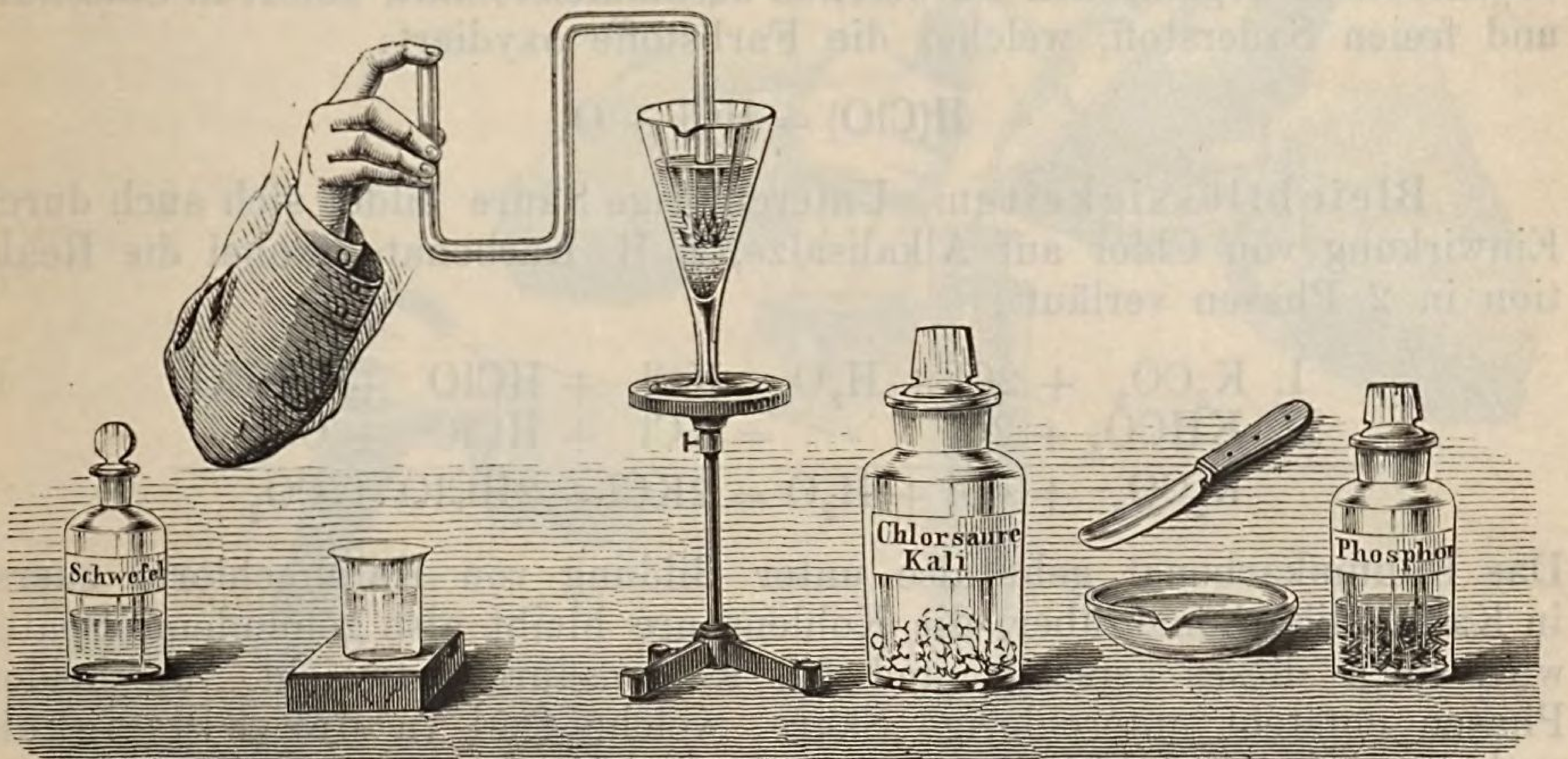


Fig. 217. Oxydation von Phosphor unter Wasser durch Unterchlorsäure.

genannten Stippfeuerzeuge (die Vorläufer der Phosphorzündhölzer) waren Schwefelhölzer mit einer Kuppe aus Zucker, Kaliumchlorat und Gummi; sie wurden auf mit Schwefelsäure getränktem Asbest gestippt und fingen aus obigem Grunde Feuer.

75. **Unterchlorige Säure.** Das Hydrat der unterchlorigen Säure, H(ClO), läſst sich in wässeriger Lösung leicht darstellen und in freiem Zustande aufbewahren.

Versuch [T. § 198]. Man fülle einen Literkolben mit Chlor, bringe etwas rotes Quecksilberoxyd und Wasser dazu, verschlieſse den Kolben lose und schüttle heftig. Die Farbe des Chlors verschwindet bald, und das Quecksilberoxyd geht in eine braune Masse über, während das Wasser saure und bleichende Eigenschaften annimmt.

Ergebnis. Durch Einwirkung des Chlors auf Quecksilberoxyd bildet sich durch Substitution Quecksilberchlorid, und der freiwerdende Sauerstoff vereinigt sich mit einem anderen Teile des Chlors und mit Wasser zu Unterchlorigsäurehydrat:

$$HgO + 4Cl + H_2O = HgCl_2 + 2H(ClO).$$

Das Quecksilberchlorid tritt aber, solange noch überschüssiges Quecksilberoxyd da ist, nicht in freiem Zustand auf, sondern verbindet sich mit 1 Molekül HgO zu braunem Quecksilberoxychlorid, $HgCl_2,HgO$.

Versuch. Man gieſse die wässerige Lösung in ein Kelchglas und tauche einen Streifen Lackmuspapier ein. Das Papier wird im ersten Moment gerötet, dann aber sofort gebleicht.

Ergebnis. Freie unterchlorige Säure zerstört Pflanzenstoffe (wirkt bleichend). Sie zerfällt nämlich, sobald sie mit leicht oxydierbaren organischen Farbstoffen zusammenkommt, sofort in Salzsäure und freien Sauerstoff, welcher die Farbstoffe oxydiert:

$$H(ClO) = HCl + O.$$

Bleichflüssigkeiten. Unterchlorige Säure bildet sich auch durch Einwirkung von Chlor auf Alkalisalze, z. B. Karbonate, wobei die Reaktion in 2 Phasen verläuft:

$$\begin{array}{llll} \text{I. } K_2CO_3 + 2Cl + H_2O & = KCl & + HClO & + KHCO_3 \\ \text{II. } KHCO_3 + 2Cl & = KCl & + HClO & + CO_2 \\ \hline K_2CO_3 + 4Cl + H_2O & = 2KCl & + 2HClO & + CO_2 \end{array}$$

Das Kaliumkarbonat geht also unter Bildung von Kaliumchlorid zuerst in Kaliumdikarbonat über, die Kohlensäure bleibt also gebunden. Später wird auch dieses zersetzt, und die Kohlensäure entweicht. In beiden Phasen entsteht unterchlorige Säure, welche frei in der Flüssigkeit enthalten ist, und deshalb wirkt diese bleichend. Die Lösung ist unter dem Namen *Eau de Javelle* als Bleichmittel bekannt.

Wendet man statt des Kaliumkarbonats Natriumkarbonat an, so erhält man eine Flüssigkeit von analoger Zusammensetzung, die *Eau de Labarraque* heiſst.

76. **Chlorkalk,** $CaCl_2.Ca(ClO)_2$,[1] entsteht, wenn man Chlorgas auf pulverig gelöschten Kalk bis zur Sättigung desselben einwirken läſst.

Versuch [T. § 200]. Man verreibe Chlorkalk zuerst mit wenig Wasser zu einen Brei und setze dann allmählich noch so viel Wasser hinzu, daſs eine dünne Milch entsteht (Fig. 218). Diese gieſse man in einen hohen verschlieſsbaren Fuſscylinder (Fig. 219) und lasse sie darin 24 Stunden stehen. Dann ziehe man mittels eines Hebers die klare Lösung von dem Bodensatz ab und gieſse sie in fünf Kelchgläser. Die Lösung in I bleibt unvermischt, II wird mit etwas Schwefelsäure, III mit Salzsäure, IV mit stark verdünnter Essigsäure versetzt, V bleibt zunächst ebenfalls unvermischt. Nun tauche man in jedes Kelchglas einen Streifen blaues Lackmuspapier oder einen mit irgend einer anderen Pflanzenfarbe gefärbten Papierschnitzel.

Ergebnis. Die Lösung I wirkt nicht bleichend, die Lösungen II und III erscheinen nach dem Säurezusatz gelblichgrün und wirken stark bleichend, die Lösung IV ist farblos geblieben, wirkt aber ebenfalls

1) Obige Formel des trockenen Chlorkalks wird von mehreren Chemikern bestritten, doch sind in der Lösung des Chlorkalks jedenfalls die beiden Salze $CaCl_2$ und $Ca(ClO)_2$ vorhanden.

stark bleichend, die Lösung V endlich, welche anfänglich (wie I) keine bleichende Wirkung zeigt, erlangt dieselbe sofort, wenn man etwas Kohlensäure hindurchleitet, wodurch sich ein weiſser Niederschlag von Calciumkarbonat ausscheidet, während das Papier seine Farbe verliert.

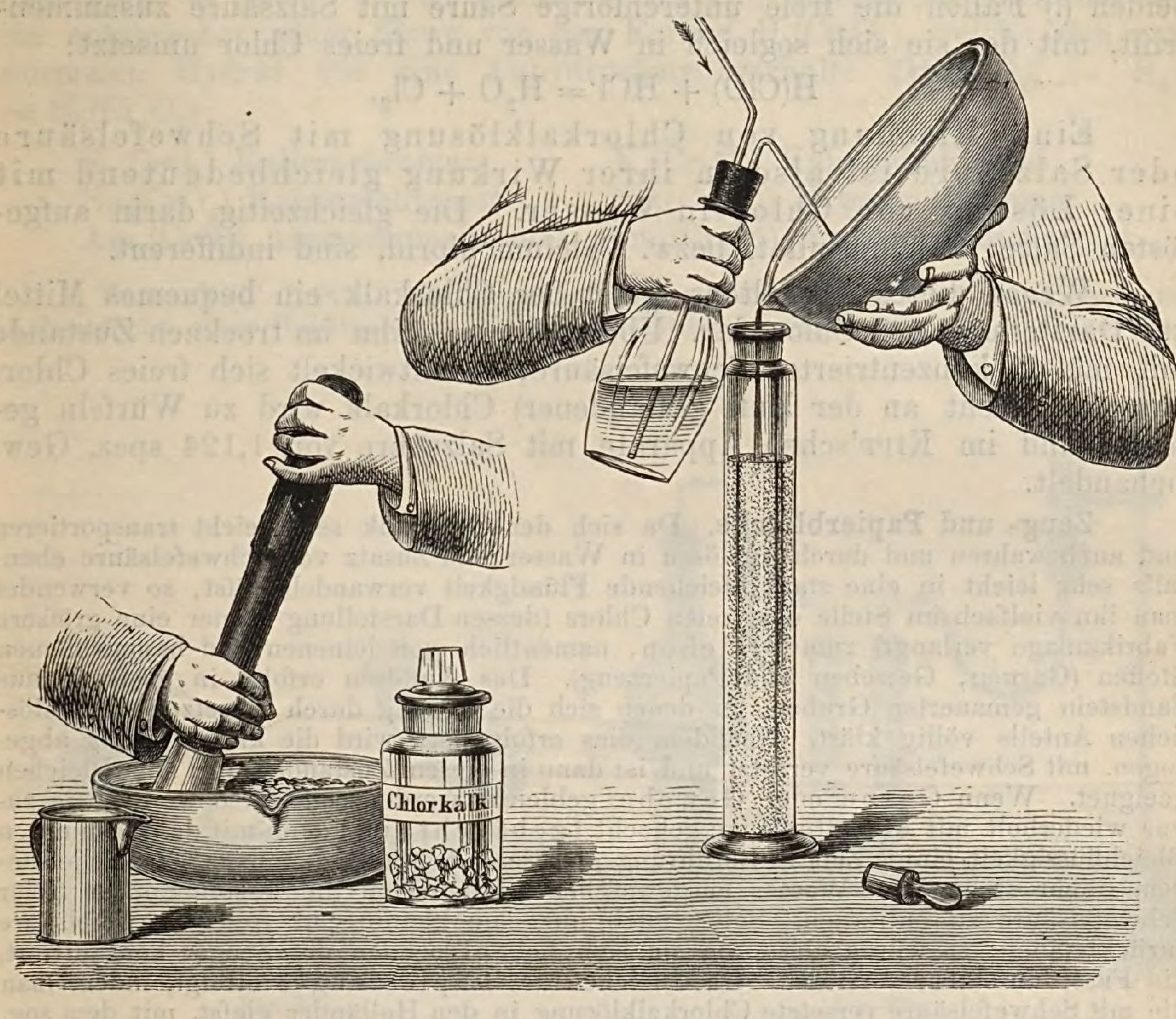


Fig. 218. Fig. 219.
Auflösung von Chlorkalk.

Diese Resultate erklären sich daraus, daſs in der Lösung des Chlorkalks die unterchlorige Säure nicht frei, sondern an Calcium gebunden ist und deshalb nicht bleichend wirken kann. Durch Zusatz irgend einer Säure (selbst einer schwachen, wie Kohlensäure) wird aber diese Verbindung zersetzt und das Unterchlorigsäurehydrat frei gemacht.

$$Ca(ClO)_2 + H_2(SO_4) = Ca(SO_4) + 2H(ClO)$$
$$Ca(ClO)_2 + CO_2 + H_2O = Ca(CO_3) + 2H(ClO).$$

Deshalb macht auch frische Chlorkalklösung auf Zeug, wenn sie sogleich durch Auswaschen mit Wasser (ohne Säure) wieder entfernt wird, keine Flecke, wohl aber, wenn sie auf dem Zeug eintrocknet (Einwirkung der atmosphärischen Kohlensäure). Um Wein- und Obstflecke aus weiſsem Zeug zu entfernen, streut man

etwas Chlorkalkpulver darauf, benetzt dasselbe zuerst mit Wasser und wäscht mit Essig, zuletzt mit reinem Wasser aus.

Das Grünwerden der Chlorkalklösung in den Gläsern II und III auf Zusatz von Schwefelsäure oder Salzsäure beruht darauf, daſs in beiden (!) Fällen die freie unterchlorige Säure mit Salzsäure zusammentrifft, mit der sie sich sogleich in Wasser und freies Chlor umsetzt:

$$H(ClO) + HCl = H_2O + Cl_2.$$

Eine Mischung von Chlorkalklösung mit Schwefelsäure oder Salzsäure ist also in ihrer Wirkung gleichbedeutend mit einer Lösung von Chlor in Wasser. Die gleichzeitig darin aufgelösten Salze: Calciumsulfat, bezw. Calciumchlorid, sind indifferent.

Wegen dieses Verhaltens bietet der Chlorkalk ein bequemes Mittel zur Darstellung von Chlor dar. Übergieſst man ihn im trocknen Zustande mit mäſsig konzentrierter Schwefelsäure, so entwickelt sich freies Chlor. Frischer (nicht an der Luft gestandener) Chlorkalk wird zu Würfeln gepreſst und im Kipp'schen Apparate mit Salzsäure von 1,124 spez. Gew. behandelt.

Zeug- und Papierbleiche. Da sich der Chlorkalk sehr leicht transportieren und aufbewahren und durch Auflösen in Wasser und Zusatz von Schwefelsäure ebenfalls sehr leicht in eine stark bleichende Flüssigkeit verwandeln läſst, so verwendet man ihn vielfach an Stelle des freien Chlors (dessen Darstellung immer eine gröſsere Fabrikanlage verlangt) zum Bleichen, namentlich von leinenen und baumwollenen Stoffen (Garnen, Geweben und Papierzeug). Das Auflösen erfolgt in groſsen, aus Sandstein gemauerten Gruben, in denen sich die Lösung durch Absetzen des unlöslichen Anteils völlig klärt. Nachdem dies erfolgt ist, wird die klare Lösung abgezogen, mit Schwefelsäure versetzt und ist dann in diesem Zustande sofort zum Bleichen geeignet. Wenn Garne oder Gewebe gebleicht werden sollen, so werden sie zuvor wiederholt mit Ätznatronlauge gekocht (gebäucht) und dann mit der verdünnten Bleichflüssigkeit einige Zeit in Berührung gelassen. Schlieſslich müssen sie in flieſsendem (nicht stehendem) Wasser ausgewaschen werden, um die letzten Spuren freier Schwefelsäure zu entfernen. Sollte auch nur eine kleine Spur freier Schwefelsäure zurückbleiben, so würde diese, da sie sich beim Trocknen des Zeuges konzentriert, die Faser unfehlbar zerstören. Das Bleichen des Papierzeuges erfolgt, indem man die mit Schwefelsäure versetzte Chlorkalklösung in den Holländer gieſst, mit dem sog. Halbzeuge eine längere Zeit umgehen läſst und dann ebenfalls sorgfältig durch Zufluſs von reinem Wasser auswäscht. — Da selbst nach langem Auswaschen hartnäckig noch Spuren von Chlor zurückbleiben, so entfernt man diese durch Zusatz von Antichlor, eine Lösung von Natriumsulfit oder -hyposulfit, welche gemäſs den folgenden Gleichungen:

$$Na_2SO_3 + 2Cl + H_2O = Na_2SO_4 + 2HCl$$
$$Na_2S_2O_3 + 2Cl + H_2O = Na_2SO_4 + 2HCl + S$$

das freie Chlor beseitigen.

5. Oxydationsstufen des Chroms.

$[CrO]$[1] Chromoxydul	$Cr(OH)_2$ Chromohydrat
Cr_2O_3 Chromoxyd	$Cr(OH)_3$ Chromihydrat
CrO_3 Chromsäureanhydrid	$[H_2CrO_4]$[1] Chromsäure.

1) In freiem Zustande nicht bekannt.

76a. Die Chromsäure ist in freiem Zustande nur als Anhydrid, CrO_3, bekannt: blutrote Krystalle, in Wasser leicht löslich. In wässeriger Lösung mag sie als Hydrat, $H_2(CrO_4)$, vorhanden sein. Ihre Salze haben die Formel $M^I_2(CrO_4)$, bezw. $M^{II}(CrO_4)$. — Aufserdem giebt es Salze von der Formel $M^I_2(Cr_2O_7)$, sogenannte Dichromate; sie entsprechen einer Säure von der Formel $H_2(Cr_2O_7)$, welche sich zum normalen Hydrat wie eine Anhydrosäure verhält: $2H_2(CrO_4) - H_2O = H_2(Cr_2O_7)$:

$K_2(CrO_4)$ Kaliumchromat	$K_2(Cr_2O_7)$ Kaliumdichromat
$Na_2(CrO_4)$ Natriumchromat	$Na_2(Cr_2O_7)$ Natriumdichromat
$Am_2(CrO_4)$ Ammoniumchromat	$Am_2(Cr_2O_7)$ Ammoniumdichromat.

Versuch [T. § 203]. Man lege auf den mit starkem Alkohol durchfeuchteten Asbestdocht einer Spirituslampe einige Chromsäurekrystalle (Fig. 220). Die roten

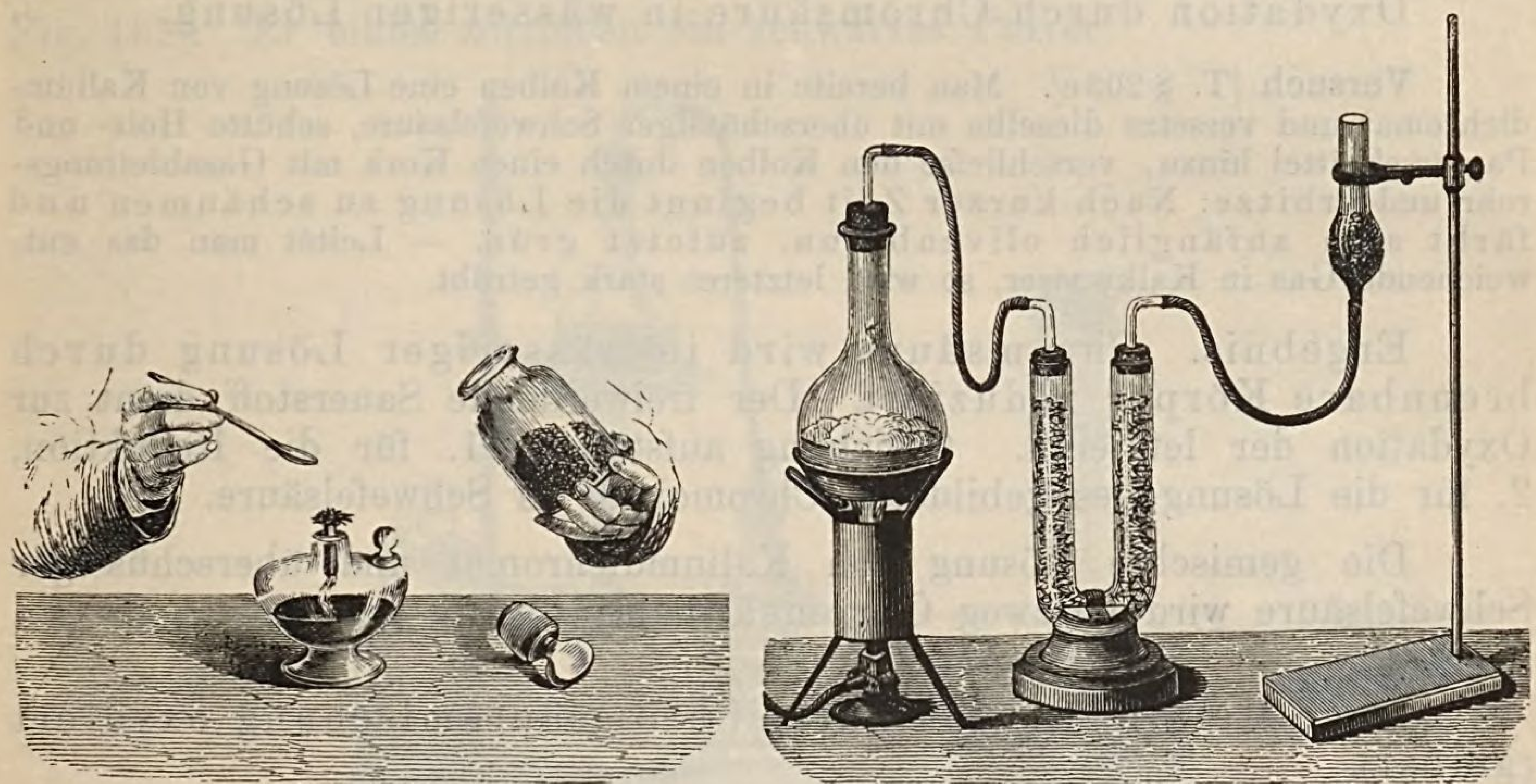


Fig. 220. Fig. 221.

Chromsäure als Oxydationsmittel.

Krystalle werden sofort dunkelbraun, Alkoholdämpfe steigen auf, welche sich bald entzünden. — Hierauf blase man die Lampe aus: die Krystalle sind zu einer grünen amorphen Masse geworden, welche fortfährt zu glühen; ein eigentümlicher Geruch tritt auf.

Ergebnis. Die Chromsäure wird durch Berührung mit Alkohol zu grünem Chromoxyd reduziert; der freiwerdende Sauerstoff entzündet den Alkohol.

Auch Ammoniak wird durch Chromsäure oxydiert.

Versuch [T. § 203.] Man bringe in ein Glasrohr (Fig. 221) einige trockene Chromsäurekrystalle und leite trockenes Ammoniakgas hindurch, welches man durch Kochen einer wässerigen Ammoniaklösung entwickelt. Sobald das trockene Gas mit den Chromsäurekrystallen in Berührung kommt, tritt starke Erwärmung ein, und unter Erglühen wird die Chromsäure zu Chromoxyd reduziert. Hierbei entweichen grofse Mengen von Stickstoff mit Wasserdampf gemischt.

Die Oxydation kann offenbar nur nach der Gleichung:

$$2NH_3 + 2CrO_3 = Cr_2O_3 + 3H_2O + 2N$$

stattgefunden haben.

Selbst wenn die Chromsäure an das Ammoniak gebunden ist [Ammoniumdichromat $(H_4N)_2(Cr_2O_7)$], tritt beim Erhitzen Reduktion und Verbrennung ein [T. § 203b]:

$$(H_4N)_2(Cr_2O_7) = 2N + 4H_2O + Cr_2O_3,$$

wobei sich das trockene Salz unter Erglühen stark aufbläht. Papier oder Docht, mit Ammoniumdichromat getränkt, verglimmt.

Oxydation durch Chromsäure in wässeriger Lösung.

Versuch [T. § 203c]. Man bereite in einem Kolben eine Lösung von Kaliumdichromat und versetze dieselbe mit überschüssiger Schwefelsäure, schütte Holz- und Papierschnittel hinzu, verschliefse den Kolben durch einen Kork mit Gasableitungsrohr und erhitze: Nach kurzer Zeit beginnt die Lösung zu schäumen und färbt sich anfänglich olivenbraun, zuletzt grün. — Leitet man das entweichende Gas in Kalkwasser, so wird letzteres stark getrübt.

Ergebnis. Chromsäure wird in wässeriger Lösung durch brennbare Körper reduziert. Der freiwerdende Sauerstoff dient zur Oxydation der letzteren. Gleichung aufstellen: 1. für die Reduktion, 2. für die Lösung des gebildeten Chromoxyds in Schwefelsäure.

Die gemischte Lösung von Kaliumdichromat und überschüssiger Schwefelsäure wird kurzweg Chromsäuremischung genannt.

Auch Metalle werden durch Chromsäuremischung oxydiert (gelöst).

Versuch. Chromsäuremischung wird in ein hohes Kelchglas gegossen und ein Streifen amalgamirtes Zinkblech hineingestellt. Schon sehr bald beginnt sich die Farbe der Lösung aus rot in braun zu ändern. Nach längerer Zeit erscheint die Lösung rein grün und die Zinkplatte stark angefressen.

Ergebnis. Zink ist gelöst, d. h. in Sulfat verwandelt. Die freie Chromsäure (Dichromsäure) ist durch den naszierenden Wasserstoff zu Chromoxyd reduziert. Das Chromoxyd hat sich in überschüssiger Schwefelsäure zu Chromsulfat gelöst. Letzteres und Kaliumsulfat können sich zu dem Doppelsalz Kaliumchromsulfat (Chromalaun), $K_2Cr_2(SO_4)_4$, verbinden. Aufstellung der Gleichungen für alle diese Vorgänge. Berechnung der relativen Menge Kaliumdichromat, $K_2(Cr_2O_7)$, konzentrierter Schwefelsäure, $H_2(SO_4)$, deren spez. Gew. 1,825 ist, und Zink, welche aufeinander wirken.

Anwendung der Chromsäuremischung als erregende und zugleich depolarisierende Flüssigkeit für die bekannten galvanischen Tauchelemente. Worauf beruht die depolarisierende Wirkung der Chromsäure?

6. Oxydationsstufen des Mangans.

Anhydride:	Hydrate:
MnO Manganoxydul	$Mn(OH)_2$ Manganohydrat
Mn_3O_4 Manganoxyduloxyd	—
Mn_2O_3 Manganoxyd	$Mn(OH)_3$ Manganihydrat
MnO_2 Mangansuperoxyd oder Mangandioxyd	$H_2(MnO_3)$ Manganige Säure oder Mangandioxydhydrat
$[MnO_3]$[1] Mangansäureanhydrid	$[H_2(MnO_4)]$[1] Mangansäure
Mn_2O_7 Manganheptoxyd	$H(MnO_4)$ Übermangansäure.

77. **Mangansuperoxyd** oder **Mangandioxyd**, MnO_2 kommt in der Natur als Braunstein oder Pyrolusit vor (s. Min. No. 27 u, Fig. 162). Er bildet zerrieben ein schwarzes Pulver.

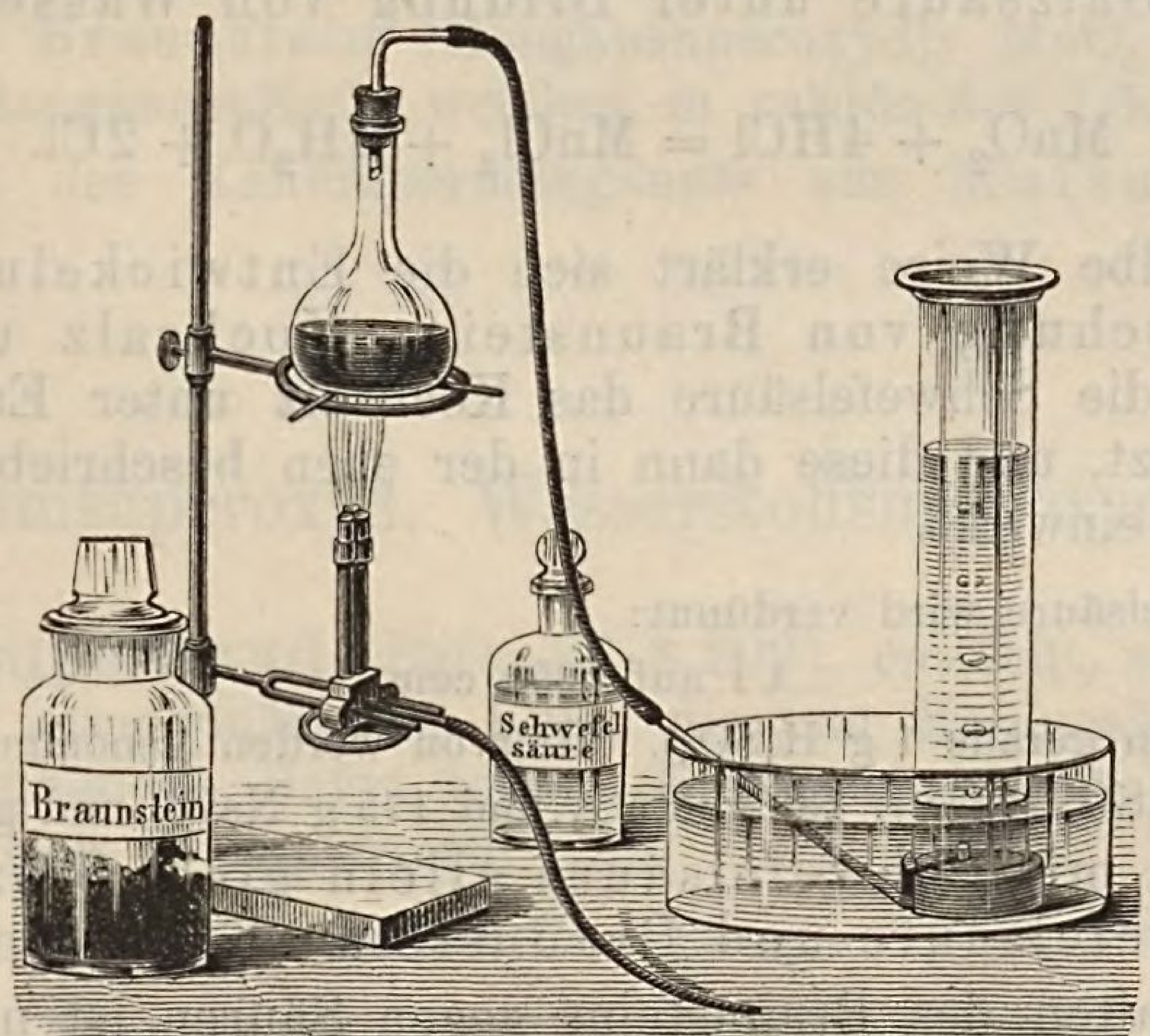


Fig. 222. Entwickelung von Sauerstoff aus Braunstein.

Versuch [T. § 204a]. Man mische Braunstein mit Kohlenpulver und erhitze das Gemenge in einem Platintiegel. — Unter Verglimmen der Kohle verwandelt sich das Mangandioxyd in ein braunes Pulver.

Ergebnis. Das Mangandioxyd giebt bei Glühhitze ein Drittel seines Sauerstoffs ab und verwandelt sich in eine Zwischenstufe zwischen MnO und Mn_2O_3, nämlich in Manganoxyduloxyd, Mn_3O_4:

$$3MnO_2 + C = Mn_3O_4 + CO_2.$$

Versuch [T. § 204a]. Man erwärme in einem mit Gasableitungsrohr versehenen Kolben Braunstein mit konzentrierter Schwefelsäure, fange das entweichende Gas auf (Fig. 222) und prüfe es mit einem glimmenden Span. — Es erweist sich als Sauerstoff. Der Rückstand im Kolben enthält nach dem Absetzen

1) Nur in Verbindungen bekannt.

des ungelösten Braunsteins eine blaſsrötlich gefärbte klare Lösung von Manganosulfat.

Ergebnis. Mangansuperoxyd giebt, indem es sich in Schwefelsäure löst, einen Teil (die Hälfte) seines Sauerstoffs ab und verwandelt sich dadurch in Manganoxydul, MnO, welches sich mit dem Schwefelsäurehydrat in Manganosulfat und Wasser umsetzt:

$$MnO_2 + H_2SO_4 = Mn(SO_4) + H_2O + O.$$

Versuch [T. § 205a]. Man erwärme etwas Braunstein mit Salzsäure in einem Kölbchen. Es entwickelt sich Chlor, welches man leicht durch seine grüne Farbe, seinen Geruch und seine bleichenden Eigenschaften erkennt.

Ergebnis. Braunstein verliert in Berührung mit Salzsäure die Häfte seines Sauerstoffs, welcher sich aber nicht frei entwickelt, sondern im Entstehungszustand aus einem anderen Teil Salzsäure unter Bildung von Wasser freies Chlor abscheidet:

$$MnO_2 + 4HCl = MnCl_2 + 2H_2O + 2Cl.$$

Auf dieselbe Weise erklärt sich die Entwickelung von Chlor aus einer Mischung von Braunstein, Kochsalz und Schwefelsäure, indem die Schwefelsäure das Kochsalz unter Entwickelung von Salzsäure zersetzt, und diese dann in der eben beschriebenen Weise auf den Braunstein einwirkt.

Die Schwefelsäure wird verdünnt:

1 l auf 1850 ccm.

(1 ccm enthält dann gerade 1 g H_2SO_4). Hiervon werden genommen

auf 300 ccm H_2SO_4 (verd.): 130 g MnO_2 und 175 g NaCl, und geben 100 g Cl.

Kochsalz mit Schwefelsäure allein giebt Salzsäure, Kochsalz mit Schwefelsäure und Braunstein aber Chlor.

Das Verhalten des Braunsteins gegen Säuren ist nach den Ergebnissen der obigen Versuche von dem der anderen Metalloxyde verschieden; denn während diese nach der allgemeinen Formel:

$$MO + 2H(\overline{Ac}) = M(\overline{Ac})_2 + H_2O$$

durch Austausch von Metall gegen Wasserstoff Salze geben, findet beim Braunstein ein solcher Austausch nur unter gleichzeitiger Abgabe von 1 Atom O statt: Der Braunstein ist kein basisches Oxyd.

78. **Übermangansäure,** Mn_2O_7, bildet sich leicht, wenn man Mangansalze oder Braunstein mit einer oxydierenden Mischung von Kaliumhydrat und Salpeter oder Kaliumchlorat schmilzt, die geschmolzene Masse (Chamäleon) nach dem Erkalten in Wasser löst und das überschüssige Kaliumhydrat durch Zusatz von etwas Säure neutralisiert. Die Lösung sieht zuerst grün aus und enthält mangansaures Kalium oder Kalium-

manganat, K_2MnO_4, welches nur in alkalischer Flüssigkeit beständig ist, in neutraler oder saurer Lösung aber in rotes lösliches Kaliumpermanganat, $KMnO_4$, und Mangandioxyd zerfällt. Dieses Salz bildet in reinem Zustande kleine, rotviolette Krystalle, welche sich leicht mit sehr intensiv blauvioletter Farbe in Wasser lösen.[1]

Versuch [T. § 204c]. Man löse in einem Becherglase schwefligsaures Natrium (Natriumsulfit), gieſse die Lösung in 3 Kelchgläser, mache die in dem Glase I durch Zusatz von Kalilauge alkalisch, lasse II neutral und versetze III mit verdünnter Schwefelsäure. Nun gieſse man in alle drei Gläser der Reihe nach eine verdünnte Lösung von Kaliumpermanganat. Die rote Farbe der letzteren verwandelt sich in I sofort in grün, in II entsteht ein brauner Niederschlag (Braunstein), in III verschwindet die Farbe gänzlich, und die Flüssigkeit bleibt klar, und erst, nachdem eine gröſsere Menge Permanganatlösung zugesetzt war, tritt bleibende Rotfärbung ein.

Ergebnis. Das Kaliumpermanganat wird in Berührung mit dem Sulfit reduziert, wobei zugleich letzteres in Sulfat verwandelt wird. Die Reduktion geht in alkalischer Flüssigkeit nur bis zu Mangansäure (grün), in neutraler bis Braunstein (Mangansuperoxyd), MnO_2, in saurer bis Oxydulsalz (Manganosulfat), welches in verdünnter Lösung farblos ist.

Benutzung des Kaliumpermanganats zur Maſsanalyse Oxydimetrie).[2]

7. Bariumsuperoxyd, Wasserstoffsuperoxyd, Ozon.

79. **Bariumsuperoxyd**, BaO_2 [T. § 202], entsteht, wenn man Sauerstoff oder atmosphärische Luft, die von Kohlensäure befreit ist, über schwach glühenden Baryt leitet. Letzterer bindet dann 1 Atom O und verwandelt sich in Superoxyd:

$$BaO + O = BaO_2.$$

Dies entwickelt, wenn es zu heller Rotglut erhitzt wird, Sauerstoff und wird zur Darstellung des letzteren im Groſsen benutzt.

Rührt man BaO_2 mit Wasser an, so entsteht das Hydrat $BaO_2 + 8H_2O$. Wird dies in eine verdünnte Säure, z. B. Schwefelsäure, eingetragen, so verwandelt es sich in Bariumsalz, und der abgeschiedene Sauerstoff verbindet sich in statu nascendi mit dem Wasser zu

Wasserstoffsuperoxyd, H_2O_2, nach der Gleichung:

$$BaO_2 + H_2SO_4 = BaSO_4 + H_2O_2.$$

Die Flüssigkeit, welche durch Abgieſsen leicht von Bariumsulfat getrennt werden kann, ist eine Lösung von Wasserstoffsuperoxyd: H—O—O—H. Dasselbe giebt die Hälfte eines Sauerstoffs leicht an oxydierbare Körper ab und wirkt deshalb als kräftiges Oxydationsmittel: es oxydiert unedle

1) Siehe Lehrgang S. 169—171. — 2) Siehe Lehrgang S. 173—175.

Metalle, verwandelt niedere Oxyde in höhere und zerstört organische Stoffe, z. B. Farbstoffe, leicht. Mit verschiedenen höheren Metalloxyden setzt es sich in der Weise um, dafs es zugleich mit letzteren Sauerstoff im freien Zustande abgiebt, z. B. mit Braunstein:

$$MnO_2 + H_2O_2 + H_2SO_4 = MnSO_4 + 2H_2O + O_2;$$

indem es also selbst reduziert wird, reduziert es zugleich den Braunstein.

Das Wasserstoffsuperoxyd findet wegen dieser Eigenschaften technische Verwendung und wird zu diesem Zwecke fabrikmäfsig dargestellt. Es dient als Bleichmittel für Haare, Federn, Wolle, Elfenbein, farbige Gewebe, Schwämme, Leder etc., ferner als Desinfektionsmittel für Wunden, zur Reinigung der Luft in Krankenzimmern und von Krankenwäsche, sowie zur Konservierung von mancherlei Substanzen. Sein Hauptvorzug im Vergleich zu anderen Mitteln gleicher Wirkung (z. B. schwefliger Säure) besteht darin, dafs es nach der Sauerstoffabgabe nur Wasser und keine andere, etwa schädlich wirkende Substanz hinterläfst.

Ozon, aktiver Sauerstoff, O_3 oder $\overset{O}{\diagup\diagdown} \atop O—O$. Wenn starke elektrische Funken durch reinen Sauerstoff oder Luft überschlagen, so tritt ein eigentümlicher Geruch auf, welcher einer eigentümlichen Modifikation des Sauerstoffs, die sich hierbei bildet, angehört, und die eben dieses Geruches wegen „Ozon“[1] genannt wird. Dieselbe Substanz entsteht auch bei der Elektrolyse des Wassers (S. 66), denn das dabei entwickelte Sauerstoffgas besitzt einen Ozongeruch. Endlich tritt es noch bei verschiedenartigen chemischen Prozessen, an denen der Sauerstoff beteiligt ist, auf; so namentlich bei der langsamen Verbrennung des Phosphors.

Ozon besitzt ein weit stärkeres Oxydationsvermögen als Sauerstoff und bleicht infolgedessen Pflanzenfarben, z. B. Indigo, welche in gewöhnlichem Sauerstoff beständig sind. Von Interesse ist namentlich seine Einwirkung auf Jodkalium, welches dadurch unter Abscheidung von Jod zu Kali oxydiert wird. Da man zu der Annahme, dafs das Ozonmolekül aus 3 Atomen O besteht (O_3), berechtigt ist, so würde die Einwirkung auf Jodkalium durch die Gleichung:

$$2KJ + O_3 = K_2O + O_2 + J_2$$

auszudrücken sein. Demnach giebt das Ozon ein Atom O ab und verwandelt sich dadurch in gewöhnlichen Sauerstoff O_2. Mischt man eine Jodkaliumlösung mit dünnem Stärkekleister und bestreicht damit Papierstreifen, so werden diese, wenn sie einer ozonhaltigen Luft ausgesetzt sind, blau, weil das durch das Ozon abgeschiedene Jod mit der Stärke die bekannte blaue Verbindung bildet (Ozonpapier).

1) griech. ὄζειν (ózein), riechen.

Versuch [T. § 228]. Man bringe in einen grofsen Glasballon etwas Wasser und einige Phosphorstücke, so dafs diese vom Wasser nicht völlig bedeckt werden, und lasse den Apparat 12 Stunden lang verschlossen stehen. Die in dem Ballon enthaltene Luft riecht dann sehr stark nach Ozon, und ein mit Jodkaliumstärkelösung getränkter Papierstreifen wird beim Eintauchen darin sofort gebläut, ein mit Indigolösung getränkter Papierstreifen gebleicht (Fig. 223). Wie man sieht, vereinigt das Ozon die Reaktionen der salpetrigen und der Salpetersäure (s. o. S. 240).

In einem kleineren Gefäfse (Zweiliterkolben) und in der Nähe eines warmen Ofens tritt die Ozonisierung schon während einer halben Stunde ein.


Fig. 223. Darstellung und Einwirkung von Ozon.

Das Ozon wirkt wegen seiner oxydierenden Eigenschaften auf viele organische Substanzen zerstörend (giftig) ein; es ist deshalb ein — allerdings weit verbreiteter — Irrtum, wenn man ozonhaltige Luft ihres Ozons wegen für heilkräftig hält! Thatsache ist, dafs die Luft im Freien reicher, in Städten ärmer und bei Epidemien mitunter ganz frei von Ozon ist, jedenfalls wegen des gröfseren Gehalts der ungesunden Luft an organischen oxydierbaren Stoffen (Krankheitskeimen), zu deren Oxydation das Ozon verbraucht wird. Der Ozongehalt einer Luft mag daher höchstens als Indikator für die Anwesenheit, bezw. Abwesenheit organischer, gesundheitswidriger Stoffe dienen.

Nach Untersuchungen neueren Datums (Ende 1889) erscheint es überhaupt zweifelhaft, dafs Ozon längere Zeit in der Luft vorhanden sein könne, da diese überall organischen Staub in genügender Menge enthält, um das Ozon rasch in gewöhnlichen O zu zersetzen, selbst wenn es zeitweilig in gröfseren Mengen entsteht, z. B. bei einem Gewitter. Namentlich wird sein Vorkommen in Wäldern, obgleich der durch die Atmung der Pflanzen im Licht ausgeschiedene freie Sauerstoff zum Teil ozonisiert ist, sehr bezweifelt, und zwar wegen der dort vorhandenen grofsen Massen von organischer Substanz (Verwechslung des Ozons mit salpetriger Säure wegen des gleichen Verhaltens beider zu Jodkaliumstärkepapier).

Fünfter Abschnitt.

I. Wasserstoffverbindungen oder Hydrüre.

80. Alle Metalloide bilden mit dem Wasserstoff wohlcharakterisierte chemische Verbindungen, Hydrüre genannt, von denen bereits mehrere (das Wasser und die Hydrüre der Salzbildnergruppe: Chlor-, Brom-, Jod- und Fluorwasserstoff) besprochen worden sind. An diesem Orte bleiben noch folgende genauer zu besprechen übrig: Schwefelwasserstoff H_2S, Ammoniak H_3N, Phosphorwasserstoff H_3P, Arsenwasserstoff H_3As und die beiden Kohlenwasserstoffe H_4C und H_4C_2.

Außerdem aber ist noch der Wasserstoffverbindung eines zusammengesetzten Radikals, Cyan, zu gedenken, welche Cyanwasserstoffsäure oder Blausäure genannt wird und mit den Wasserstoffsäuren der Halogengruppe in ihren Verbindungsverhältnissen große Ähnlichkeit hat.

1. Cyanwasserstoff oder Blausäure.

Unter Cyan[1] versteht man eine eigentümliche, von Gay-Lussac entdeckte Verbindung aus Kohlenstoff und Stickstoff CN, welche die Rolle eines zusammengesetzten Radikals spielt und sich wie ein Salzbilder verhält. Das Cyan bildet mit den Metallen Verbindungen, welche den Haloidsalzen (den Chloriden, Bromiden, Jodiden, Fluoriden) analog sind und Cyanide genannt werden. Um diese Analogie auch in den Formeln hervortreten zu lassen, hat man für das Cyan, CN, ein besonderes Symbol, Cy, eingeführt. Dieses Radikal ist einwertig, und deshalb sind die Formeln der Cyanide denen der Chloride analog:

KCy	$CaCy_2$	$ZnCy_2$	$FeCy_3$
NaCy	$MgCy_2$	$CuCy_2$	$PtCy_2$
AgCy	$FeCy_2$	$HgCy_2$	$PtCy_4$
etc.	etc.	etc.	etc.

1) Ursprünglich Cyanogen [griech. κυάνεος (*kyáneos*), blau, und γεννᾶν erzeugen], weil es mit Eisensalzen blau gefärbte Verbindungen giebt (Berlinerblau).

Die Cyanide verhalten sich auch gegen Säuren den Chloriden etc. ganz analog.

Versuch. Man löse ein kleines Stück Cyankalium in Wasser auf und versetze die Lösung mit etwas verdünnter Schwefelsäure. Es tritt ein eigentümlicher widerlicher Geruch auf, welcher von der abgeschiedenen Cyanwasserstoffsäure herrührt.

Die Cyanwasserstoffsäure entsteht durch Wechselwirkung von Kaliumcyanid und Schwefelsäure nach der Gleichung:

$$2 KCy + H_2(SO_4) = K_2(SO_4) + 2 HCy.$$

Auch durch Kohlensäure wird sie ausgetrieben:

$$2 KCy + CO_2 + H_2O = K_2CO_3 + 2 HCy;$$

deshalb riecht das Cyankalium immer etwas nach Blausäure.

Die Cyanwasserstoffsäure oder Blausäure, HCy, ist bei gewöhnlicher Temperatur eine Flüssigkeit, welche aber sehr leicht zu einem widerlich riechenden Gase verdampft. Sie läfst sich mit Wasser in jedem Verhältnis mischen und ist schon in sehr verdünntem Zustande höchst giftig, ebenso wie ihre Dämpfe.

Um die giftigen Wirkungen zu zeigen, bringe man in einen grofsen Kolben ein Stück Cyankalium und giefse einige Tropfen verdünnte Schwefelsäure darauf. Wenn man nun lebende Fliegen oder andere kleine Tiere hineinbringt, so werden dieselben durch die Einwirkung des Gases rasch getötet (Anwendung beim Insektenfang).

Auch für die Menschen ist die Blausäure eines der stärksten Gifte und wirkt, schon in geringer Menge in den Magen oder in das Blut gebracht, tödlich. Da sich das Cyankalium schon durch die Einwirkung schwacher Säuren (selbst Kohlensäure) unter Bildung freier Blausäure zersetzt, so sind seine Wirkungen denen der Blausäure gleich.

Die Cyanide der Alkalien verbinden sich leicht mit den Cyaniden der schweren Metalle zu Doppelcyaniden, welche meist in Wasser löslich sind.

Versuch. Man versetze Kupfersulfat mit einer frisch bereiteten Lösung von Cyankalium.

Zuerst entsteht ein anfangs gelber, bald grün werdender Niederschlag von Kupfercyanid, welcher sich aber auf weiteren Zusatz von Cyankalium wieder löst, indem sich durch die Verbindung beider lösliches Kaliumkupfercyanür bildet. Dieses Doppelsalz wird durch Alkalien nicht gefällt, kann also zur Herstellung einer alkalischen Kupferlösung dienen, welche für manche Zwecke (z. B. in der Galvanoplastik) besonders geeignet ist.

Ähnlich verhalten sich die Salze der meisten übrigen schweren Metalle. Wenn man z. B. eine Ferrosalzlösung mit KCy versetzt, so entsteht ein gelbroter Niederschlag von Ferrocyanid, welcher sich im Überschusse des Fällungsmittels zu

Kaliumferrocyanid, K_4FeCy_6 ($= 4 KCy + FeCy_2$) löst: Gelbes Blutlaugensalz oder Kaliumeisencyanür. Gelbe Krystalle mit 3 Mol.

Wasser, in Wasser ziemlich leicht löslich. Die Lösung wird durch Alkalien nicht gefällt, giebt aber mit Ferrosalzen (in saurer Lösung) einen weifsen, rasch blau werdenden und mit Ferrisalzen einen tief blauen Niederschlag. — Durch Einwirkung von Chlor oder Brom wird die Lösung grünlich rot, und durch Abdampfen derselben erhält man das

Kaliumferricyanid, K_3FeCy_6 (= $3KCy + FeCy_3$). Rotes Blutlaugensalz, Kaliumeisencyanid, dessen Lösung mit Ferrosalzen einen tief blauen Niederschlag und mit Ferrisalzen keinen Niederschlag, sondern blofs eine dunkel blaugrüne Färbung giebt.

Rhodanwasserstoff- oder Schwefelcyanwasserstoffsäure (auch wohl kurz Sulfocyansäure genannt), HCNS. Durch Kochen einer konzentrierten Lösung von KCy mit Schwefel und Abkühlen bilden sich Krystalle eines Salzes K(CNS), aus dem man durch Destillation mit verdünnter Schwefelsäure eine sauer reagierende Flüssigkeit erhält, in der die freie Säure HCNS enthalten ist. Das mit K, bezw. H verbundene Radikal CNS wird Rhodan[1] oder Schwefelcyan genannt und besitzt wie das Cyan die Eigenschaften eines Halogens, bildet also mit Metallen Salze, welche den Haloidsalzen analog sind.

Das Rhodankalium färbt Lösungen von Ferrisalzen, je nach der Konzentration, blafsrot bis blutrot und kann wegen der Empfindlichkeit dieser Farbenreaktion als „Reagens“ für jene gelten.

Das Quecksilberhodanid, $Hg(CNS)_2$, bläht sich beim Erhitzen ganz enorm auf und bildet voluminöse, wurmartige Gebilde (Pharaoschlangen).

2. Schwefelwasserstoff.

81. Schwefel und Wasserstoff lassen sich zwar direkt verbinden, weit bequemer aber ist die Darstellung des Schwefelwasserstoffs aus gewissen Schwefelmetallen, z. B. Schwefeleisen oder Schwefelzink, welche, mit verdünnter Schwefelsäure oder Salzsäure übergossen, schon bei gewöhnlicher Temperatur Schwefelwasserstoff geben:

$$2HCl + ZnS = ZnCl_2 + H_2S$$
$$H_2(SO_4) + FeS = Fe(SO_4) + H_2S.$$

Da man zu den folgenden Versuchen gröfsere Mengen von Schwefelwasserstoff nötig hat, so ist es am vorteilhaftesten, zur Entwickelung desselben einen Kipp'schen Apparat zu benutzen, dessen innere Kugel man mit gröblich zerstofsenem, staubfreiem Schwefeleisen füllt und darauf Salzsäure einwirken läfst, die mit ihrem gleichen Volum Wasser verdünnt ist.

Versuch. Man entzünde den aus dem Apparat austretenden Schwefelwasserstoff (nach vorgängiger Prüfung) und halte über die Flamme einen umgekehrten Fufs-

1) griech. ῥόδεος (*rodeos*), rosenfarbig, weil es mit Eisensalzen rot gefärbte Verbindungen giebt.

cylinder so, dafs die Flamme von Zeit zu Zeit die Wand des Cylinders berührt (Fig. 224). Letztere bedeckt sich mit einem wässerigen Beschlag, und da, wo sie von der Flamme berührt wird, bildet sich ein gelber Fleck von abgeschiedenem Schwefel; zugleich tritt ein Geruch von schwefliger Säure auf.

Ergebnis. Schwefelwasserstoff ist brennbar und bildet bei der Verbrennung Wasser und schweflige Säure:

$$H_2S + 3O = H_2O + SO_2.$$

Versuch. Man leite Schwefelwasserstoff längere Zeit durch Wasser. Das Wasser nimmt den Geruch des Schwefelwasserstoffs an.

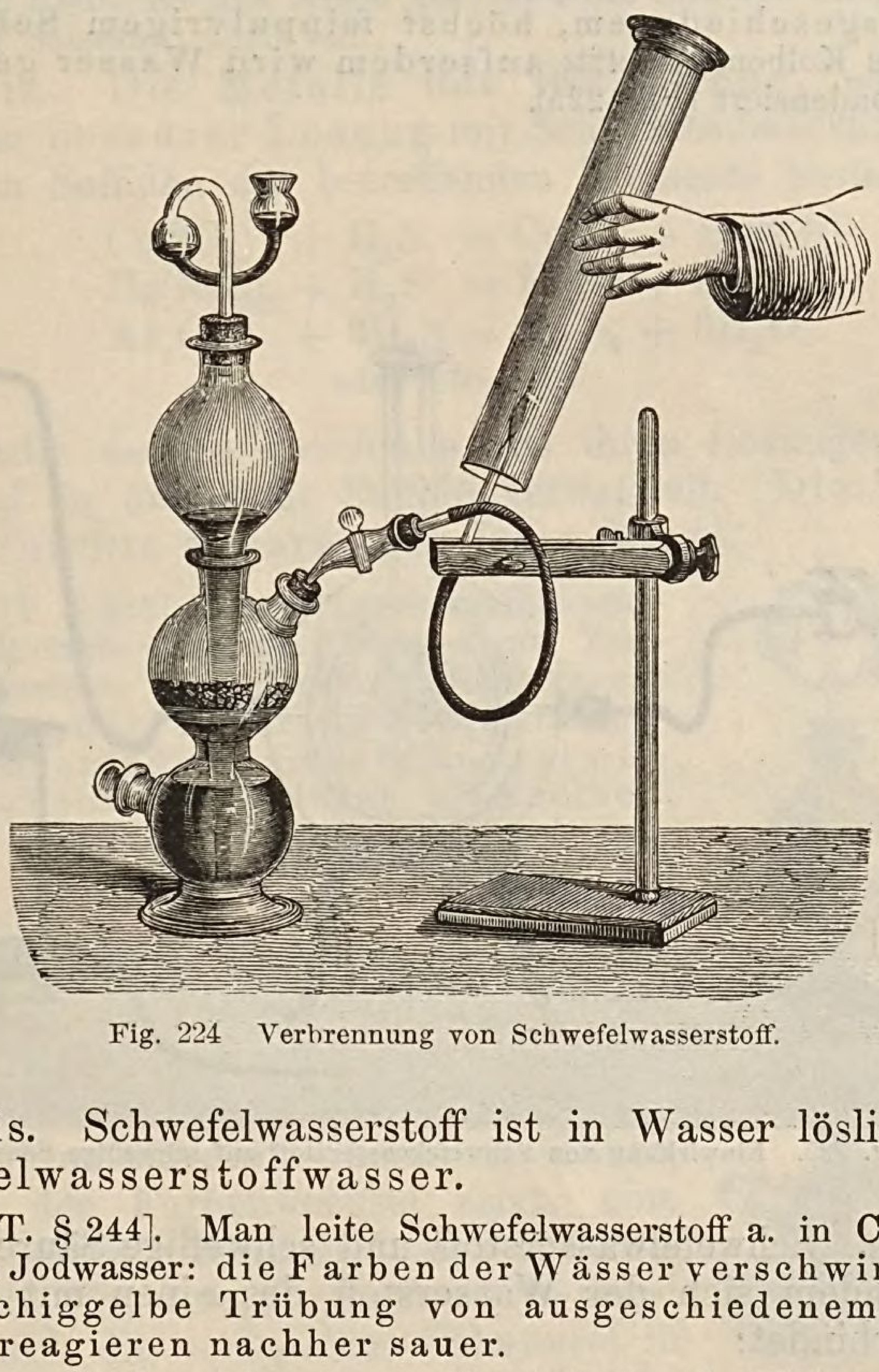


Fig. 224 Verbrennung von Schwefelwasserstoff.

Ergebnis. Schwefelwasserstoff ist in Wasser löslich; die Lösung heifst Schwefelwasserstoffwasser.

Versuch [T. § 244]. Man leite Schwefelwasserstoff a. in Chlorwasser, b. in Bromwasser, c. in Jodwasser: die Farben der Wässer verschwinden, und dafür tritt eine milchiggelbe Trübung von ausgeschiedenem Schwefel auf. Die Lösungen reagieren nachher sauer.

Ergebnis. Schwefelwasserstoff wird durch Halogene zersetzt: es scheidet sich Schwefel ab, und der Wasserstoff verbindet sich mit den freien Halogenen zu Haloidsäuren:

$$H_2S + 2Cl = 2HCl + S$$
$$H_2S + 2Br = 2HBr + S$$
$$H_2S + 2J = 2HJ + S.$$

Der Schwefel setzt sich nach längerem Stehen als blafsgelber Bodensatz ab, und die Flüssigkeiten sind dann verdünnte Lösungen von Chlor-

wasserstoff, Bromwasserstoff, Jodwasserstoff. Dies ist eine Methode zur Darstellung der wässerigen Haloidsäuren, welche namentlich für Bromwasserstoff und Jodwasserstoff Anwendung findet, weil sie aufserordentlich bequem ist.

81. **Versuch** [T. § 243]. Man leite in einen grofsen Ballon von der einen Seite Schwefelwasserstoff, von der andern Seite schweflige Säure ein, welche man durch Einwirkung von konzentrierter heifser Schwefelsäure auf Kupferschnitzel entwickelt. Beim Zusammentreffen der Gase bilden sich gelblichweifse Wolken von ausgeschiedenem, höchst feinpulvrigem Schwefel, welcher sich am Boden des Kolbens absetzt; aufserdem wird Wasser gebildet, welches sich im Kolben kondensiert (Fig. 225).

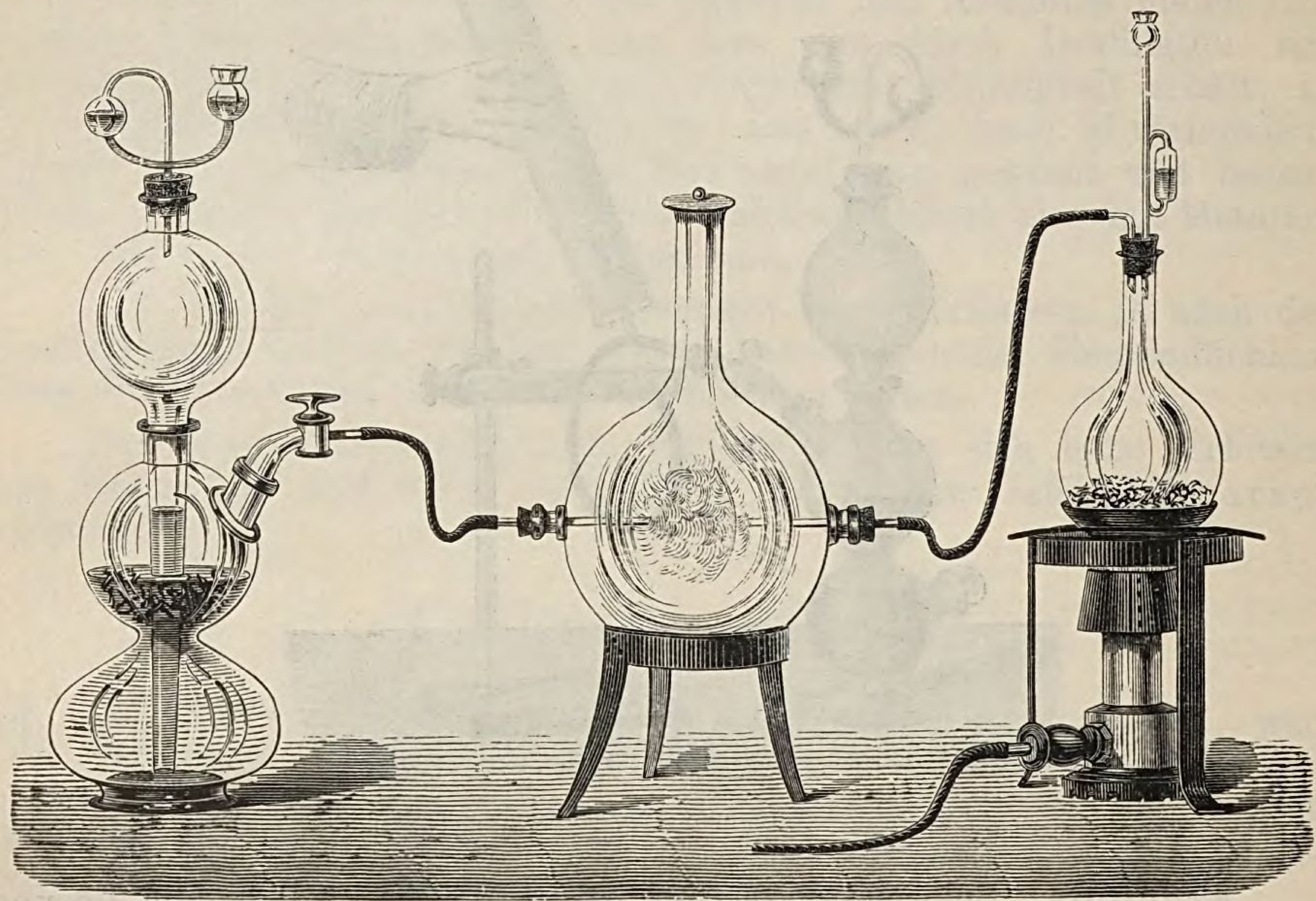


Fig. 225. Einwirkung von Schwefelwasserstoff auf schweflige Säure.

Ergebnis. Schwefelwasserstoff und schweflige Säure zersetzen sich wechselseitig, indem sich der Wasserstoff des einen mit dem Sauerstoff des anderen verbindet:

$$2H_2S + SO_2 = 2H_2O + 3S.$$

Der Schwefelwasserstoff reduziert also die schweflige Säure, indem er sich selbst zersetzt.

Versuch [T. § 245]. Man leite Schwefelwasserstoff durch stark mit Salzsäure versetzte Lösungen von Zinnchlorür, Zinnchlorid und Platinchlorid (Fig. 226). Es entstehen Niederschläge; bei Zinnchlorür braun, bei Zinnchlorid gelb, bei Platinchlorid schwarz.

Ergebnis. Die Metalle der Zinngruppe werden aus ihren sauren

Lösungen durch Schwefelwasserstoff als Schwefelmetalle vollständig ausgefällt, und die Lösungen enthalten nachher nur freie Säure:

$$SnCl_2 + H_2S = SnS + 2HCl$$
$$PtCl_4 + 2H_2S = PtS_2 + 4HCl.$$

82. **Versuch** [T. § 245]. Man leite Schwefelwasserstoff in Lösungen von Kupfersulfat, Quecksilbernitrat, Bleinitrat, Kadmiumsulfat, arsenige Säure (durch Kochen mit Salzsäure hergestellt) und Brechweinstein (weinsaures Antimonoxyd-Kali), welche man durch Salzsäure angesäuert hat (Fig. 226). In allen Fällen bilden sich stark gefärbte Niederschläge, und zwar sind diese bei Kupfer, Quecksilber und Blei schwarz, bei Kadmium und Arsen gelb und bei Antimon orange. Sie lösen sich in überschüssiger Salzsäure nicht auf.

Ergebnis. Die Metalle der Bleigruppe, sowie Arsen und Antimon, geben in saurer Lösung mit Schwefelwasserstoff Niederschläge, welche aus den Sulfiden der betreffenden Elemente bestehen.

$$Cu(SO_4) + H_2S = CuS + H_2(SO_4)$$
$$Hg(NO_3)_2 + H_2S = HgS + 2H(NO_3)$$
$$As_2O_3 + 3H_2S = As_2S_3 + 3H_2O$$
etc. etc. etc.

Die Metalle werden gleichfalls aus ihren Lösungen vollständig abgeschieden und in unlösliche Sulfide verwandelt. Die Lösungen enthalten dann nichts anderes als freie Säure.

Versuch [T. § 245]. Man leite Schwefelwasserstoff in mit Salzsäure versetzte Lösungen von Zinksulfat, Manganosulfat, Ferrichlorid, Kaliumchromat und Kaliumpermanganat. Die ersten beiden Lösungen bleiben unverändert, die letzten drei werden unter Farbenwechsel durch blafsgelben, feinpulverig ausgeschiedenen Schwefel milchig trübe. In keinem Fall entsteht ein Schwefelmetall.



Fig. 226. Einwirkung von Schwefelwasserstoff auf Salzlösungen.

Ergebnis. Die Metalle der Eisengruppe werden in saurer Lösung durch Schwefelwasserstoff nicht gefällt, nur diejenigen, welche höhere Oxyde (oder Chloride) enthalten: Ferrichlorid, Chromsäure und Übermangansäure, erleiden, wie der Farbenwechsel zeigt, eine Reduktion: gelbes Eisenchlorid wird in blafsgrünes Eisenchlorür, rote Chromsäure (in Oxyd und dieses durch die vorhandene Salzsäure) in grünes Chromchlorid und Übermangansäure (in Oxydul und dieses durch vorhandene Salzsäure) in blafsrotes Manganchlorür umgewandelt.

$$2FeCl_3 + H_2S = 2FeCl_2 + 2HCl + S$$
$$2CrO_3 + 3H_2S = Cr_2O_3 + 3H_2O + 3S$$
etc. etc. etc.

Der Schwefelwasserstoff wirkt also auf die Metalllösungen der Eisengruppe in saurer Lösung nur reduzierend

ein, was selbstverständlich nur dann der Fall sein kann, wenn die Metalle als höhere Oxyde oder Chloride in der Lösung vorhanden sind.

Versuch. (Fortsetzung.) Man versetze sämtliche Metalllösungen des vorigen Versuchs, solange sie noch mit Schwefelwasserstoff gesättigt sind, mit Ammoniak; es entsteht in allen ein Niederschlag, und zwar ist derselbe bei Eisen schwarz, bei Zink weifs, bei Mangansulfat und Permanganat fleischrot und bei Chrom schmutzig-grün. Die ersten vier sind Sulfide, der letzte dagegen Chromoxyd.

Ergebnis. Die Metalle der Eisengruppe mit Ausnahme von Chrom werden in alkalischer Lösung durch Schwefelwasserstoff als Sulfide gefällt; nur Chromisalze scheiden Oxyd ab.

Um das verschiedene Verhalten der Metalle miteinander vergleichen zu können, leite man Schwefelwasserstoff durch eine Reihe von Flaschen,

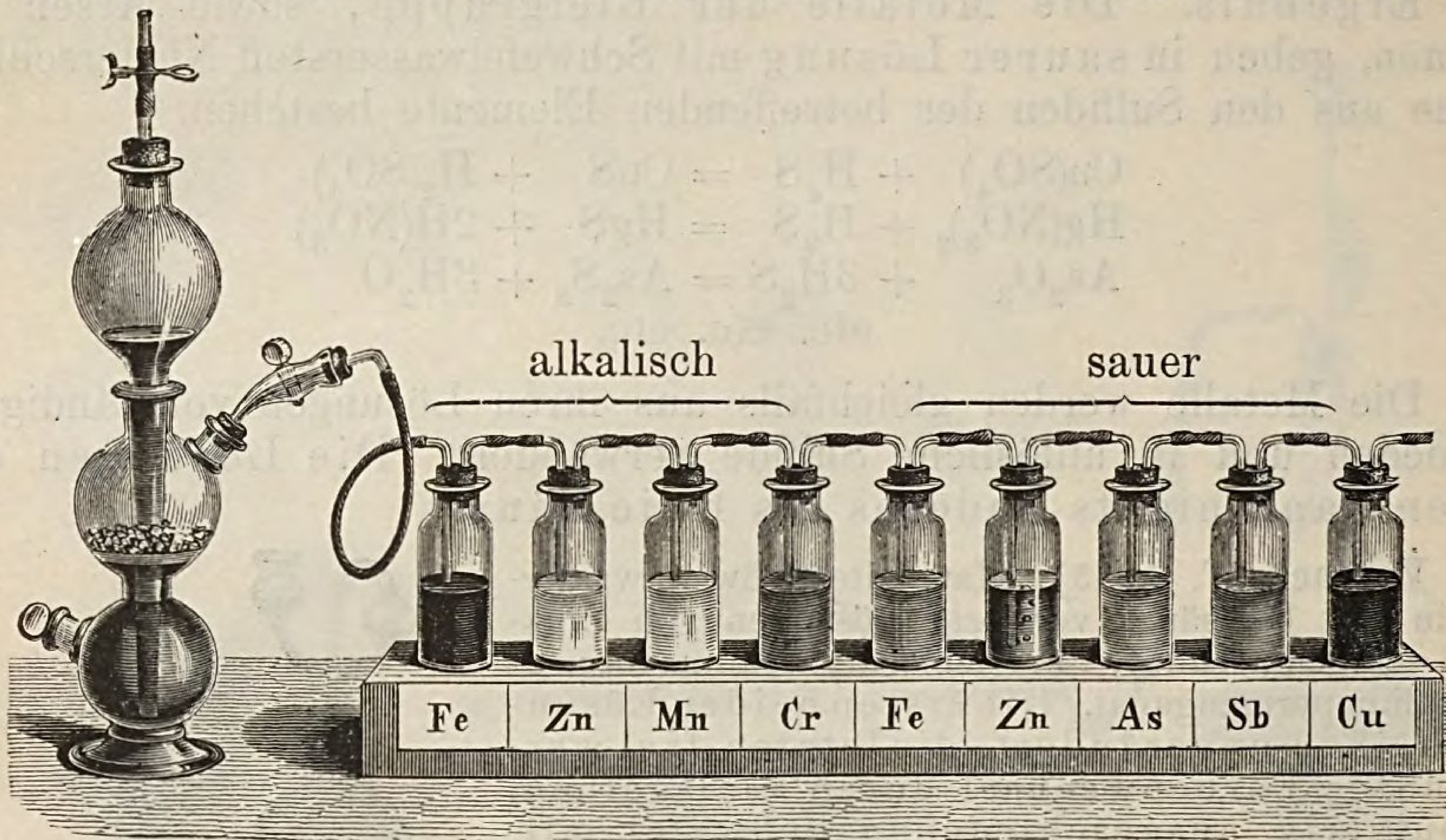


Fig. 227. Einwirkung von Schwefelwasserstoff auf Salzlösungen.

welche die betreffenden Lösungen in alkalischer, bezw. saurer Lösung enthalten. Dies ist durch Fig. 227 bildlich dargestellt, deren Erläuterung sich nach dem Vorausgegangenen von selbst ergiebt.

Wegen dieses verschiedenen Verhaltens des Schwefelwasserstoffs zu den einzelnen Gruppen der schweren Metalle findet er in der analytischen Chemie zur Abscheidung und Trennung der Metalle vielfach Anwendung. (Ausführen!)

Der Schwefelwasserstoff bildet sich in der Natur an vielen Orten, wo organische, namentlich animalische Stoffe (die immer etwas Schwefel enthalten) bei beschränktem Luftzutritt in Fäulnis übergehen. Er wird durch die Wässer des Bodens gelöst, kommt mit den Mineralbestandteilen desselben in Berührung und zersetzt sich dann mit den im Boden enthaltenen Oxyden der schweren Metalle, welche dadurch in Sulfide umgewandelt werden. Vorwiegend ist es das im Boden überall verteilte Eisenoxyd, welches diese Umwandlung erleidet, und da Schwefeleisen eine schwarze Farbe besitzt, so erscheint das Erdreich in der Umgegend von Fäulnisstätten meist schwarz gefärbt. (Kloaken.)

3. Ammoniak.

84. Das Ammoniak läſst sich durch direkte Vereinigung von Stickstoff und Wasserstoff nicht erzeugen, allein indirekte Entstehungsweisen giebt es mehrere. Es tritt unter anderem auch unter den Fäulnisprodukten stickstoffhaltiger organischer (namentlich animalischer) Substanzen, sowie bei der trockenen Destillation fossiler Kohlen (siehe Leuchtgasbereitung S. 275) auf. Es wird jetzt fast nur aus den bei der Leuchtgasfabrikation abfallenden Wässern (Ammoniakwasser) als wässeriges Ammoniak oder Ammoniakflüssigkeit gewonnen. Aus dieser läſst es sich durch Erhitzen leicht in gasförmigem Zustande abscheiden. Wegen seines Wasserstoffgehaltes ist es brennbar, doch nicht in gewöhnlicher Luft, sondern nur in Sauerstoff.

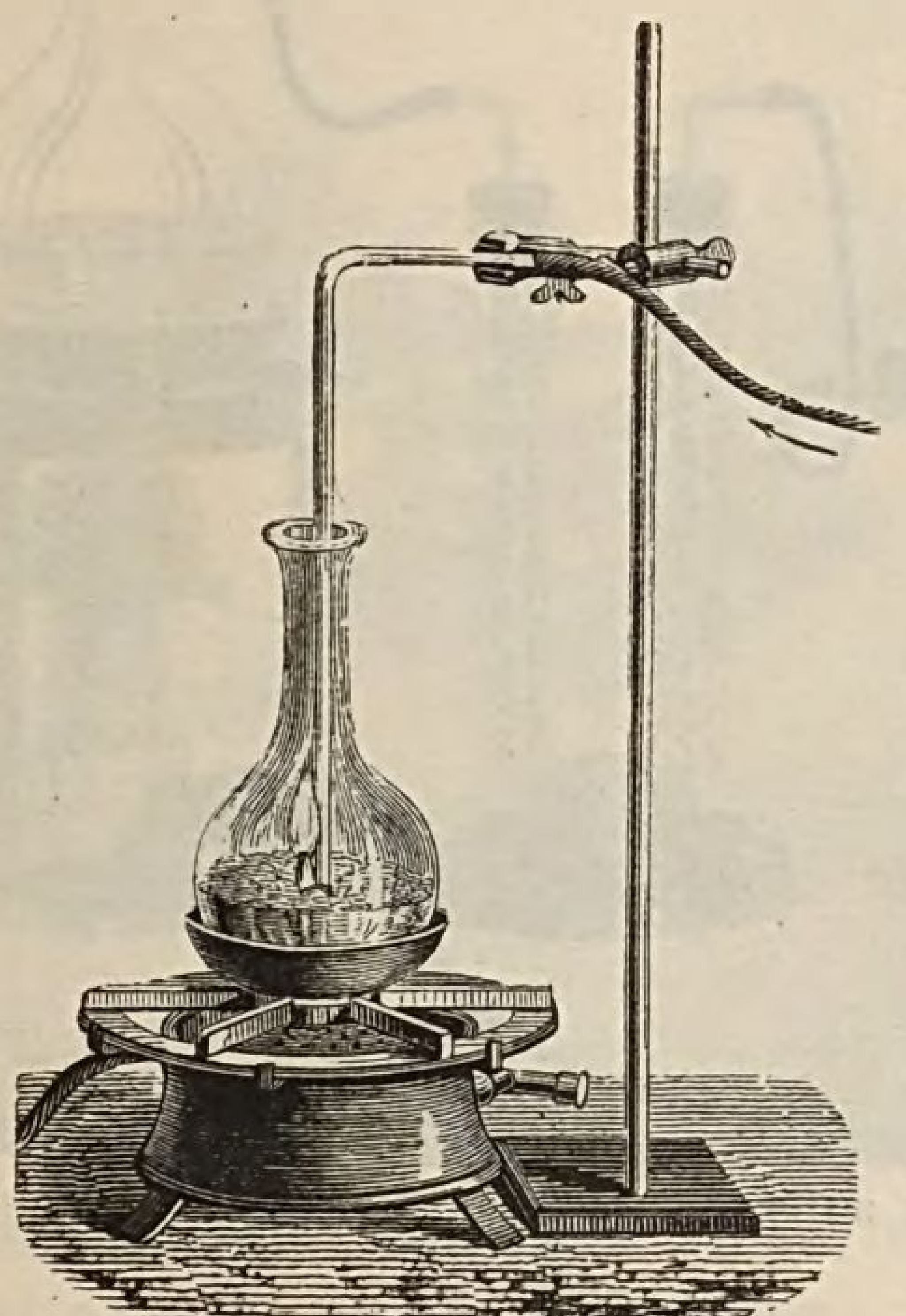


Fig. 228. Umgekehrte Ammoniakflamme.

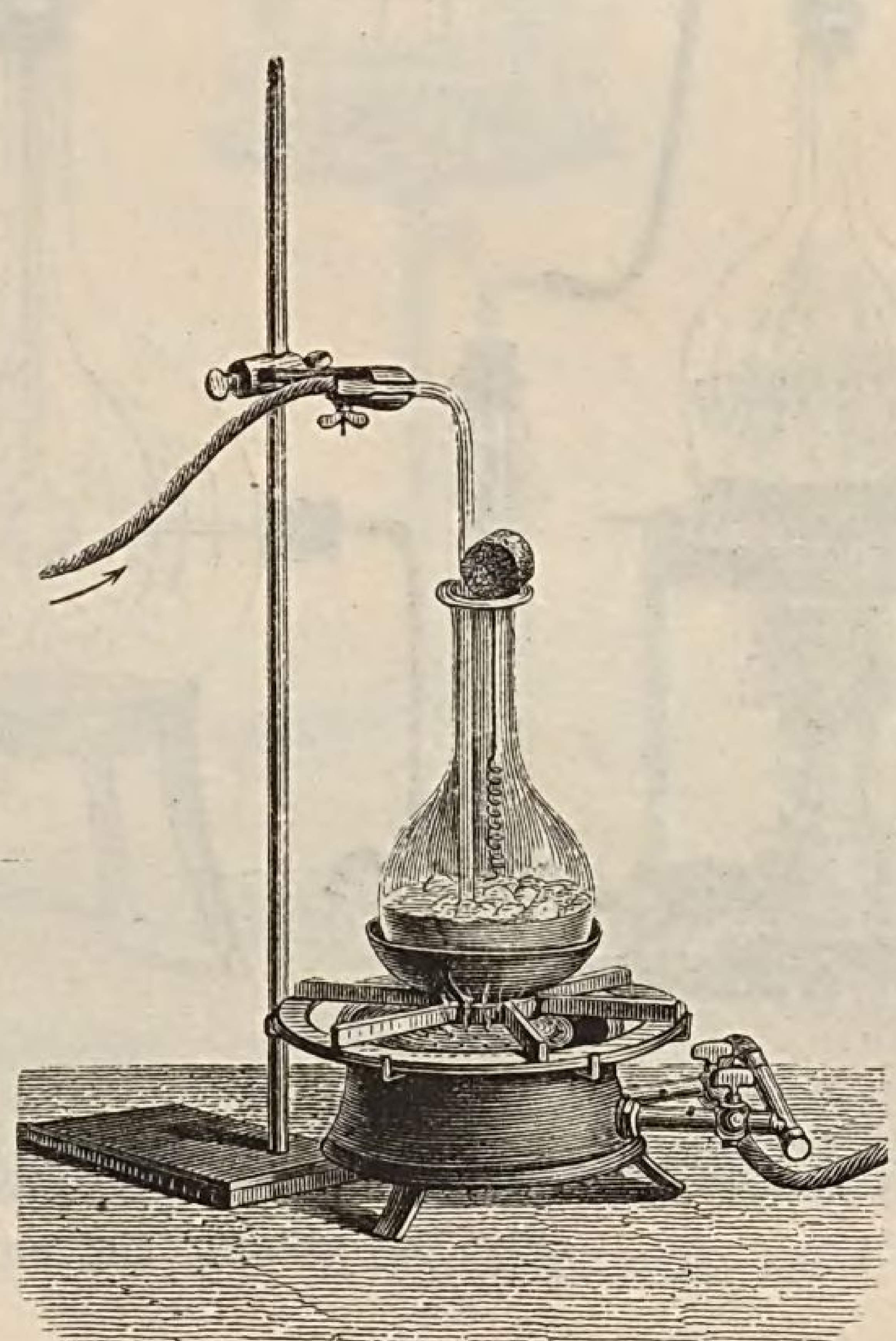


Fig. 229. Verbrennung von Ammoniak.

Versuch [T. § 248b]. Man bringe in einen Ballon eine etwas starke Ammoniakflüssigkeit, erhitze dieselbe zum Sieden und leite dann durch ein gebogenes Rohr Sauerstoff hinein (Fig. 228). Hierauf halte man einen brennenden Span an die Mündung des Ballons. Es tritt schwache Explosion ein, und sogleich erscheint an der Mündung des Glasrohrs eine grünliche Flamme, welche, solange noch Ammoniak aus der Flüssigkeit entweicht, mit demselben ruhig fortbrennt.

Ergebnis. Die Flamme ist eine umgekehrte: Sauerstoff verbrennt in Ammoniakdämpfen zu Wasser, während freier Stickstoff abgeschieden wird.

$$2H_3N + 3O = 3H_2O + 2N.$$

Unter Umständen kann aber auch der Stickstoff an der Verbrennung mit Anteil nehmen, nämlich wenn die Verbrennung eine langsame ist.

Versuch [T. § 348c]. Man bringe in den Ballon, nachdem man Sauerstoff durch die Ammoniakflüssigkeit geleitet hat, eine vorher erhitzte Spirale aus dünnem Platindraht. Die Spirale kommt in der Gasatmosphäre des Kolbens zum Glühen, während sich zuerst weiſse Nebel und dann rote Dämpfe um sie herum entwickeln. Erhitzt man jetzt das Ammoniak, bis das Gas in groſsen Blasen entweicht, so tritt, wenn man fortfährt, Sauerstoff einzuleiten, eine Entzündung des Gasgemenges unter lebhafter Explosion ein (Fig. 230).

Ergebnis. Die roten Dämpfe sind ein Zeichen für das Auftreten einer Sauerstoffverbindung des Stickstoffs (salpetrige Säure N_2O_3).

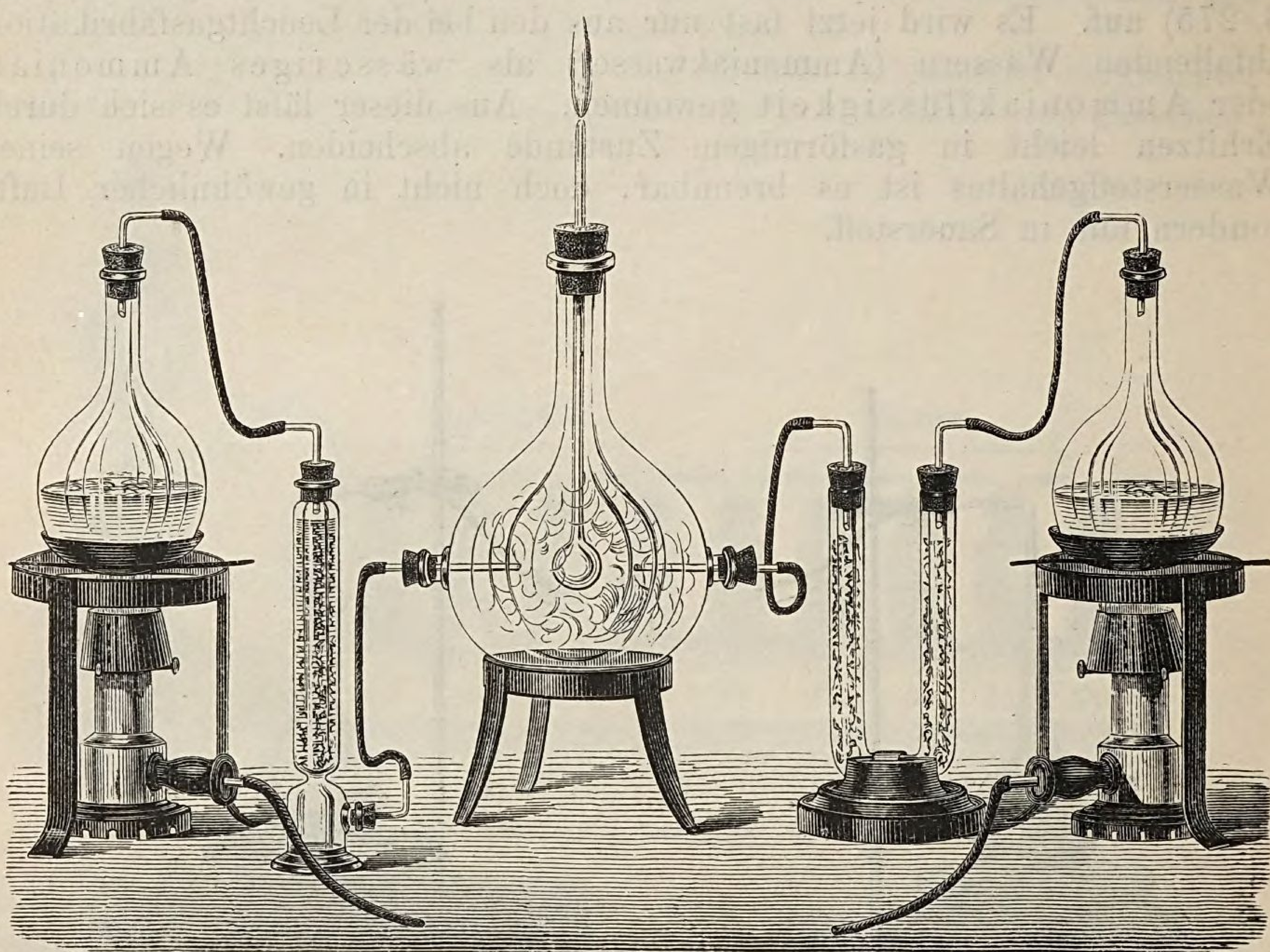


Fig. 230. Einwirkung von Ammoniak auf Chlorwasserstoff.

Das Ammoniak kann also hier nur nach der Gleichung:

$$2H_3N + 6O = N_2O_3 + 3H_2O$$

oxydiert werden.

In derselben Weise wird auch in der Natur das sich durch Fäulnis organischer Körper entwickelnde Ammoniak durch den Sauerstoff der Luft unter Mitwirkung des feuchten Erdreiches (und niederer Organismen) fortwährend langsam verbrannt, wobei sich zuerst salpetrige Säure bildet, die dann durch weitere Sauerstoffaufnahme schlieſslich in Salpetersäure übergeht.

Hierin liegt die Ursache der ununterbrochen fortgehenden Salpeterbildung in der Ackererde (Nitrifikation[1]). Da nun die

1) neulat. *nitrum*, Salpeter, und *facĕre*, machen.

Salpetersäure von den Pflanzen als Nahrungsmittel aufgenommen wird, welche dadurch ihren Stickstoffgehalt beziehen, so ist das Ammoniak als das Zwischenglied in der Reihe der Umwandlungsprodukte des absterbenden und des neu entstehenden Lebens zu betrachten. (Kreislauf des Stickstoffs.)

85. **Versuch** [T. § 249 a]. Man leite in einen grofsen Glasballon von der einen Seite trockenes Ammoniakgas, von den anderen Seite trockenes Chlorwasserstoffgas und verschliefse den Ballon mit einem Kork, durch welchen ein Äther-thermometer gesteckt ist. Sobald die beiden Gase im Inneren des Ballons zusammentreffen, tritt ein dicker weifser Rauch auf, welcher sich als trockenes Pulver auf dem Boden des Ballons ablagert. Hält man an das offene Ende des Äthertbermometers eine Flamme, so kann man, wenn die Reaktion einige Zeit im Gange ist, die durch die dabei auftretende Erhitzung entweichenden Ätherdämpfe entzünden (Fig. 231).

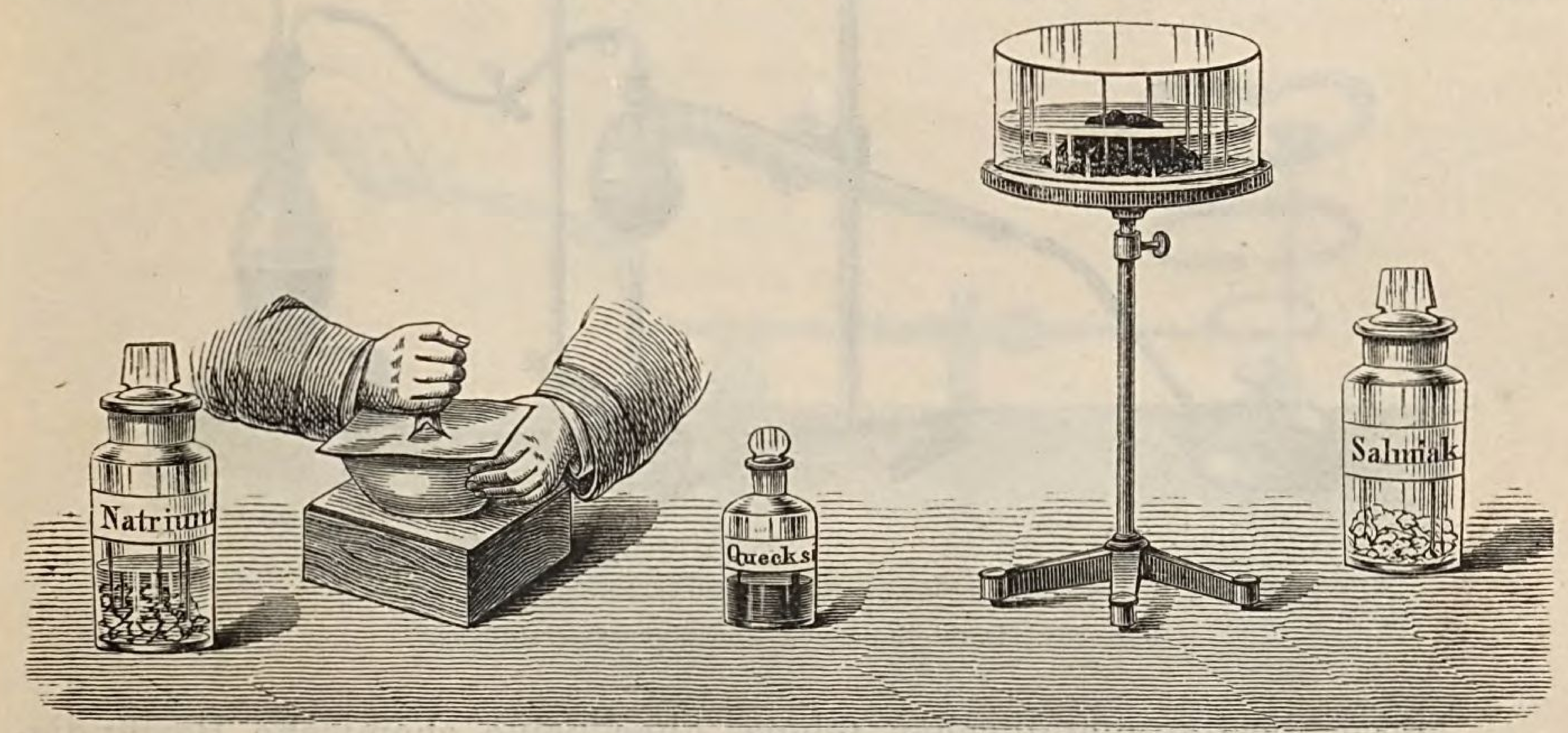


Fig. 231. Fig. 232.
Ammoniumamalgam.

Ergebnis. Chlorwasserstoff und Ammoniak verbinden sich direkt unter starker Wärmeentwickelung miteinander zu Chlorammonium oder Salmiak:

$$H_3N + HCl = (H_4N)Cl = AmCl.$$

Durch Aufnahme von 1 Atom H geht also das Ammoniak in das (hypothetische) Radikal Ammonium (H_4N) über, welches sich wie ein Metall verhält und mit Halogenen, sowie mit Säureresten (S. 121) verbindet. Das Ammonium kann aus diesen Verbindungen nicht isoliert werden, ohne sogleich wieder in Ammoniak und Wasserstoff zu zerfallen, doch läfst sich seine metallische Natur durch folgenden Versuch darthun.

Versuch [T. § 249 b]. Man stelle durch Zusammenreiben von Quecksilber mit Natrium (Fig. 231) Natriumamalgam her (Vorsicht!), dann werfe man das feste Natriumamalgam in eine wässerige Lösung von Salmiak (Fig. 232); es bläht sich zu einer schwammigen, metallisch glänzenden Masse auf, welche aber sehr unbeständig ist und unter Entwickelung von Wasserstoff und Ammoniak rasch zerfällt, wobei sich metallisches Quecksilber abscheidet.

Ergebnis. Das Natrium des Amalgams wirkt zersetzend auf das Ammoniumchlorid ein, indem es mit dem Chlor desselben Chlornatrium bildet, während sich die Atomgruppe H_4N (Ammonium) im Entstehungszustande mit dem Quecksilber des Amalgams zu Ammoniumamalgam verbindet:

$$NaHg_x + (H_4N)Cl = NaCl + Hg_x(H_4N).$$

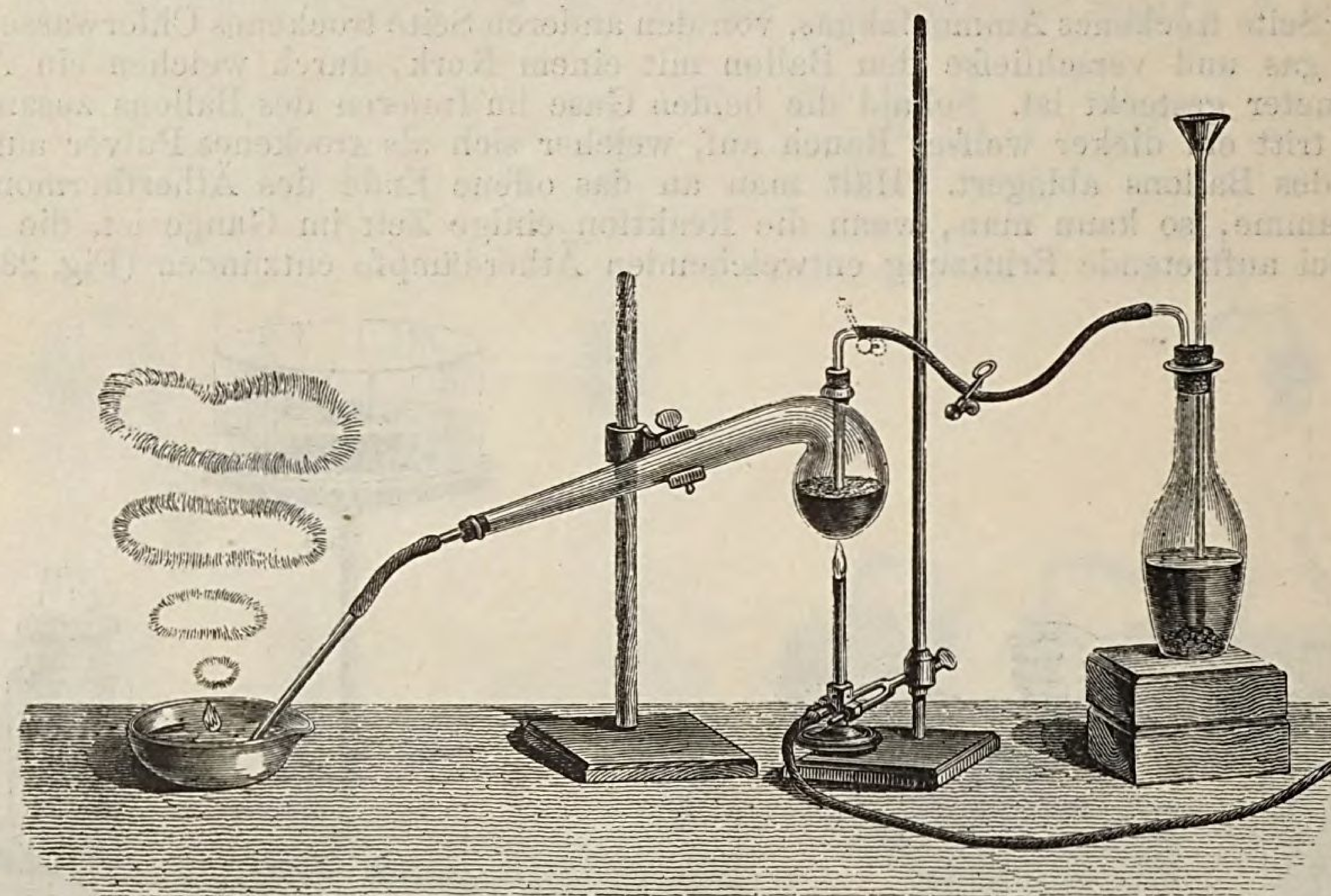


Fig. 233. Darstellung von Phosphorwasserstoffgas.

Dieses besitzt metallischen Glanz, aber keine chemische Beständigkeit. Es zerfällt sofort im Quecksilber, Ammoniak und Wasserstoff:

$$Hg_x(H_4N) = Hg_x + H_3N + H.$$

4. Phosphorwasserstoff.

86. Man kennt drei Verbindungen des Phosphors mit dem Wasserstoff: eine gasförmige H_3P, eine flüssige H_2P (oder H_4P_2) und eine feste HP_2 (oder H_2P_4).

Der gasförmige Phosphorwasserstoff entspricht in seiner Zusammensetzung dem Ammoniak und ist in reinem Zustand nicht selbstentzündlich; enthält er aber eine geringe Beimengung von H_2P, so entzündet er sich, sobald er mit der Luft in Berührung kommt.

Versuch [T. § 250 a]. Man bringe in eine tubulierte Retorte, welche in der aus Fig. 233 ersichtlichen Weise mit einem Wasserstoffentwickelungsapparat verbunden und mit einer langen, in Wasser tauchenden Gasableitungsröhre versehen ist, Kalilauge und einige Stücke Phosphor, leite dann Wasserstoff durch den Apparat, bis alle Luft vollständig verrieben ist, schliefse den Wasserstoffstrom ab und erwärme

die Retorte vorsichtig. Nach einiger Zeit treten aus dem Absperrwasser Blasen auf, welche sich an der Luft entzünden und unter Entwickelung schöner Rauchringe verbrennen. (Über die gefahrlose Beendigung des Versuchs vergl. T. § 250.)

Ergebnis. Kaliumhydrat und Phosphor zersetzen sich nach der Gleichung:

$$2K(OH) + 4P = 3K(PO) + H_3P.$$

Es entsteht unterphosphorigsaures Kalium und Phosphorwasserstoffgas. Da sich dieses aber, wie der Versuch zeigt, von selbst entzündet, so mufs es mit geringen Mengen H_2P vermischt sein, und deshalb mufs neben der obigen Reaktion noch eine andere verlaufen.

Der Phosphorwasserstoff ist ein farbloses, eigentümlich knoblauchartig riechendes Gas, vor dessen Einatmung man sich zu hüten hat.

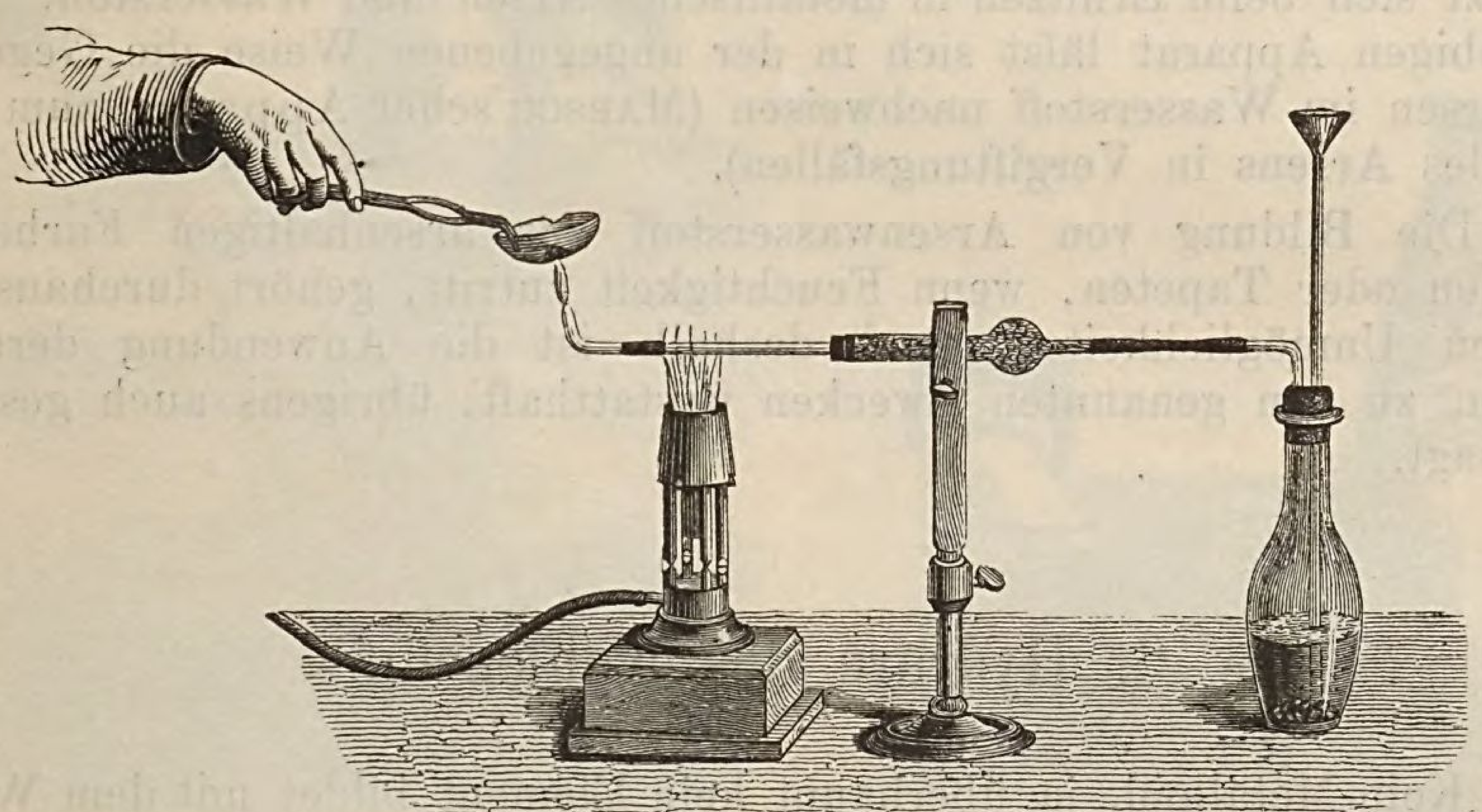


Fig. 234. Arsenwasserstoff.

Die in manchen Lehrbüchern sich findende Angabe, dafs die sogenannten Irrlichter (deren Existenz übrigens durch keine genaue Beobachtung bewiesen ist) durch Entwickelung von selbstentzündlichem Phosphorwasserstoff aus Sümpfen entstünden, beruht auf einem Irrtum. Der Phosphor findet sich in der Natur nur im höchst oxydierten Zustande.

5. Arsenwasserstoff H_3As.

87. Dieses Gas läfst sich in nahezu reinem Zustand durch Einwirkung von Salzsäure auf Arsenzink herstellen. Da es aber in höchstem Grade giftig wirkt, und seine hauptsächlichsten Eigenschaften auch aus einem Gasgemisch von viel Wasserstoff und wenig Arsenwasserstoff erkannt werden, so genügt es, behufs seiner Darstellung folgendermafsen zu verfahren.

Versuch [T. § 235]. Man verbinde eine Wasserstoffentwickelungsflasche mit einem Chlorcalciumtrockenrohr und dieses mit einer Gasausströmungsröhre aus schwer

schmelzbarem Glase, lasse dann längere Zeit Wasserstoffgas, welches aus reinem Zink und reiner Schwefelsäure dargestellt ist, hindurchströmen und erhitze das Rohr von aufsen (Fig. 234). Nun löse man eine geringe Menge arsenige Säure in einem Probiergläschen mit Salzsäure und giefse die Lösung durch das Trichterrohr. Nach kurzer Zeit bemerkt man an der erhitzten Stelle im Glasrohr die Abscheidung von metallisch glänzendem Arsen (Arsenspiegel). Entfernt man die Lampe und entzündet das austretende Gas, so brennt es nicht wie reiner Wasserstoff mit blafsblauer, sondern mit eigentümlich fahlgrauer Flamme, aus der sich auf einen hineingehaltenen Porzellanscherben schwarzgraue Flecke von Arsen abscheiden.

Ergebnis. Arsenige Säure wird durch Wasserstoff in statu nascendi zersetzt:

$$As_2O_3 + 12H = 2H_3As + 3H_2O.$$

Das Arsenwasserstoffgas riecht knoblauchartig, ist giftig und zersetzt sich beim Erhitzen in metallisches Arsen und Wasserstoff. Durch den obigen Apparat läfst sich in der angegebenen Weise die Gegenwart von Arsen im Wasserstoff nachweisen (MARSCH'scher Apparat zum Nachweis des Arsens in Vergiftungsfällen).

Die Bildung von Arsenwasserstoff aus arsenhaltigen Farben auf Wänden oder Tapeten, wenn Feuchtigkeit zutritt, gehört durchaus nicht zu den Unmöglichkeiten, und deshalb ist die Anwendung derartiger Farben zu den genannten Zwecken unstatthaft, übrigens auch gesetzlich untersagt.

6. Hydrüre des Kohlenstoffs.

88. Kein Metalloid, ja überhaupt kein Element bildet mit dem Wasserstoff eine so grofse Zahl von Verbindungen, wie der Kohlenstoff. Eine eingehende Betrachtung derselben gehört indes nicht in die unorganische, sondern in die organische Chemie. Hier an der Grenzscheide dieser Gebiete sollen nur die beiden einfachsten Kohlenwasserstoffe betrachtet werden: das Sumpfgas und das ölbildende Gas.

Sumpfgas, leichter Kohlenwasserstoff oder **Methan.** CH_4. — Wo Überreste von Pflanzenbestandteilen bei Gegenwart von Wasser und unter Luftabschlufs Zersetzung erleiden, z. B. auf den schlammigen Böden der Sümpfe, entwickeln sich verschiedene Gase, unter denen sich auch das Sumpfgas befindet. Rührt man den Schlamm auf, so steigen Blasen empor, die man sammeln und in Cylinder füllen kann (Figg. 235—236). Das Gas läfst sich auch künstlich erzeugen, indem man Essigsäure mit gelöschtem Kalk erhitzt.

Versuch. Einen mit Sumpfgas gefüllten Cylinder halte man verkehrt, schiebe ein brennendes Licht hinein und ziehe es bald darauf wieder heraus, wie beim Wasserstoff beschrieben ist (vgl. Fig. 4, S. 8). — Das Licht verlischt im Inneren des Cylinders, zündet sich aber beim Herausziehen wieder an.

Ein Cylinder wird dann zu $^1/_3$ mit Sumpfgas, zu $^2/_3$ mit Sauerstoff oder $^1/_{11}$ Sumpfgas und $^{10}/_{11}$ Luft gefüllt und das Gemenge entzündet. — In beiden Fällen

tritt Explosion ein, welche selbstverständlich mit Sauerstoff erheblich stärker ist, als mit atmosphärischer Luft. (In ersterem Falle wähle man den Cylinder nicht gröſser als etwa 200 ccm.)

Ergebnis. Sumpfgas ist farblos, geruchlos und brennt mit bläulicher, nichtleuchtender Flamme, vermag aber die Verbrennung anderer Körper nicht zu unterhalten. Es bildet, mit Luft gemischt, ein explosives Gemenge, und zwar sind schon verhältnismäſsig geringe Mengen Sumpfgas hierzu ausreichend, wie sich aus folgender Gleichung ergiebt:

$$CH_4 + 4O = CO_2 + 2H_2O$$
$$22{,}32 \quad 44{,}64$$



Fig. 235.

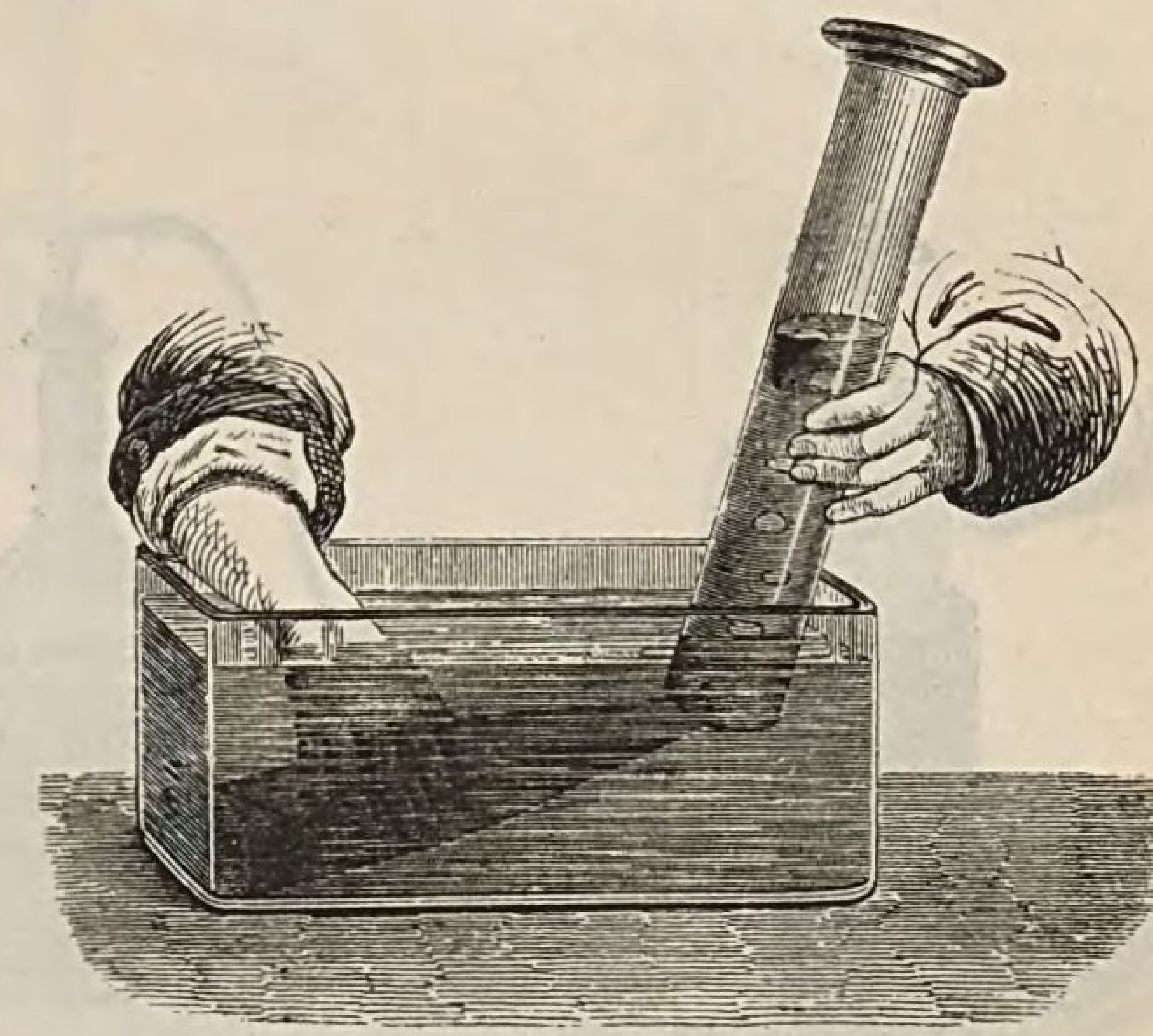


Fig. 236.

Sumpfgas.

d. h., ein Volum Sumpfgas wird durch 2 Volume Sauerstoff oder durch 2×5 Volume Luft vollständig verbrannt; die Explosion tritt also schon ein, wenn die Luft sich mit $^1/_{10}$ Volum Sumpfgas gemischt hat.

Die schlagenden Wetter in den Kohlenbergwerken leiten ihre Entstehung aus der Entwickelung vom Sumpfgas ab, welches sich durch den Einfluſs der Feuchtigkeit auf die fossilen Kohlen unter mangelhaftem Luftzutritt bildet und sich dann mit der Luft der Schächte und Stollen mischt. (Davysche Sicherheitslampe.) Die Beseitigung der schlagenden Wetter erfolgt durch kräftige Ventilation der Schächte.

89. **Schwerer Kohlenwasserstoff, ölbildendes Gas** oder **Äthylen,** C_2H_4, farbloses, vom Wasser nicht absorbierbares Gas vom spez. Gew. 0,978. Dieses Gas entsteht, wenn Substanzen organischen, namentlich pflanzlichen Ursprungs bei hoher Temperatur (durch

trockene Destillation) der Zersetzung unterworfen werden. Doch ist es in solchen Fällen immer mit anderen Gasen, unter denen sich auch das leichte Kohlenwasserstoffgas befindet, vermischt. In fast reinem Zustand kann man es aus Alkohol (Weingeist, s. organische Chemie) herstellen, welchen man mit konzentrierter Schwefelsäure mischt und destilliert.

Versuch [T. § 256a]. Man mische in einem Kolben 1 Volum starken Alkohol mit 3 Volumen konzentrierter Schwefelsäure und setze so viel Sand zu, dafs ein dicker Brei entsteht, verbinde dann den Kolben mit einem Gasableitungsrohr und erhitze vorsichtig im Sandbade. Das Gas wird in einer tubulierten Glasglocke aufgefangen (Fig. 237) und dann entzündet (Fig. 238).

Ferner werde ein (kleiner) Cylinder zu $^1/_4$ mit ölbildendem Gas und $^3/_4$ mit Sauerstoff oder (ein gröfserer) zu $^1/_{16}$ mit ölbildendem Gas und $^{15}/_{16}$ mit Luft gefüllt und dann das Gemenge entzündet. In beiden Fällen tritt Explosion ein.

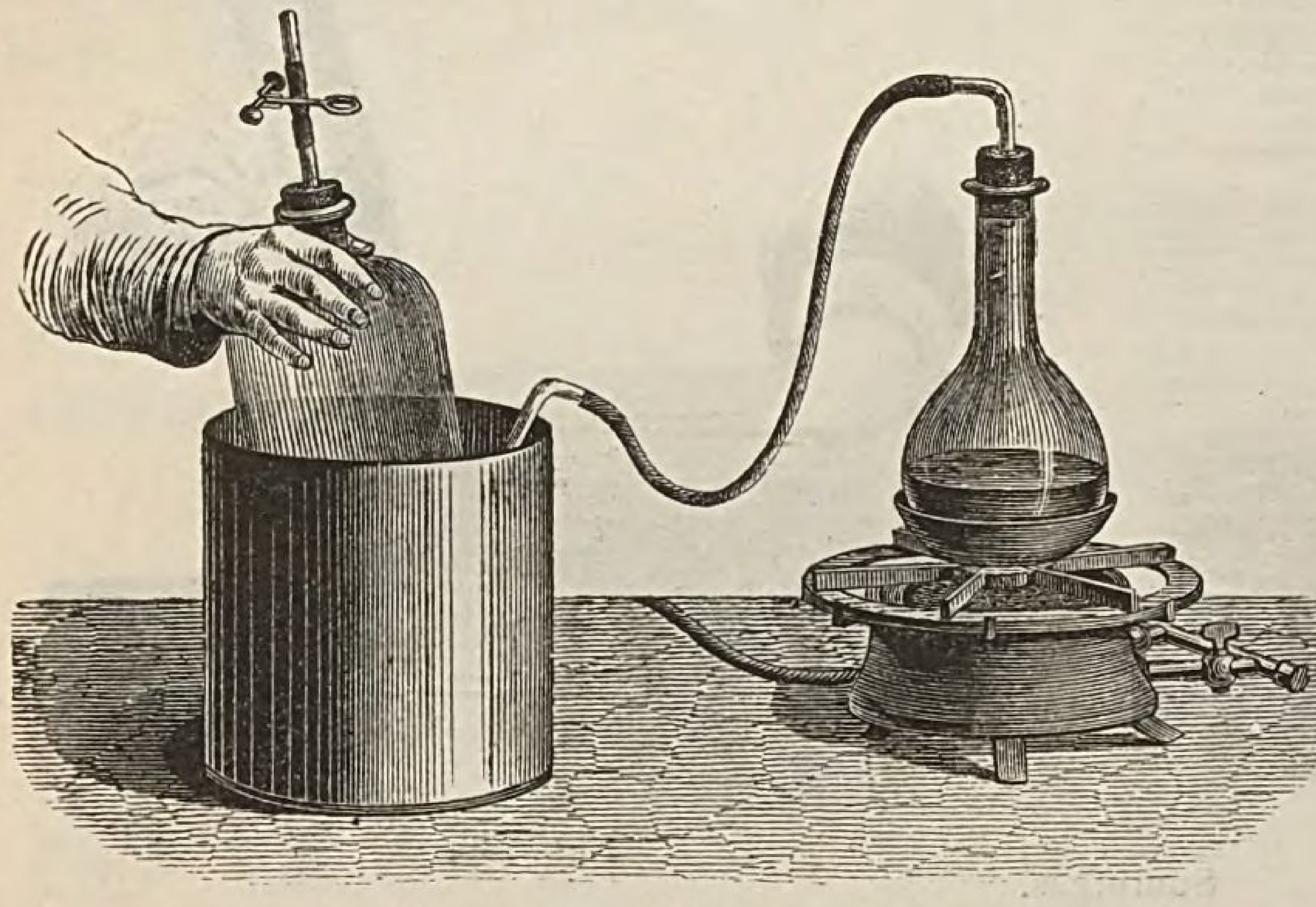


Fig. 237.



Fig 238.

Ölbildendes Gas.

Ergebnis. Das ölbildende Gas brennt mit stark leuchtender Flamme und explodiert, wenn es zuvor mit Sauerstoff oder Luft in richtigem Verhältnis gemischt und dann entzündet wird. Die Mengenverhältnisse hierbei ergeben sich aus folgender Gleichung:

$$C_2H_4 + 6O = 2CO_2 + 2H_2O$$
$$22{,}32 \quad 66{,}96$$

d. h., 1 Volum ölbildendes Gas verlangt 3 Volume Sauerstoff oder $3 \times 5 = 15$ Volume Luft.

90. **Versuch.** Man erhitze in einem Porzellan- oder Platintiegel a) Öl (Baumöl oder Rüböl), b) (Kolophonium), anfangs gelinde, zuletzt stärker. In beiden Fällen entweichen Gase, welche sich entzünden und mit grofser, hellleuchtender Flamme brennen. Im Tiegel bleibt kein Rückstand.

Ergebnis. Öle und Harze werden durch Hitze vollständig in gasförmige Produkte verwandelt, welche entzündlich sind und mit hellleuchtender Flamme brennen.

Versuch [T. § 257]. Man fülle eine Retorte etwa zur Hälfte mit Sägespänen, verbinde den Hals derselben mit einer doppelt tubulierten Vorlage, welche mit einem Gasausströmungsrohr versehen ist, und erhitze, während man die Vorlage durch Übergiefsen mit Wasser kühlt (Fig. 239). Die Sägespäne werden durch die Hitze zersetzt unter Entwickelung von Dämpfen, welche sich zum Teil in der Vorlage zu einer wässerigen und teerigen Flüssigkeit kondensieren, während aus dem Gasausströmungsrohr ein Gas entweicht, welches sich entzünden läfst und mit leuchtender Flamme brennt.

Man wiederhole denselben Versuch mit gröblich gestofsener Steinkohle. Auch hier sammelt sich in der Vorlage eine teerige und darüber eine wässerige Flüssigkeit, während ein mit einer leuchtenden Flamme brennendes Gas entweicht.

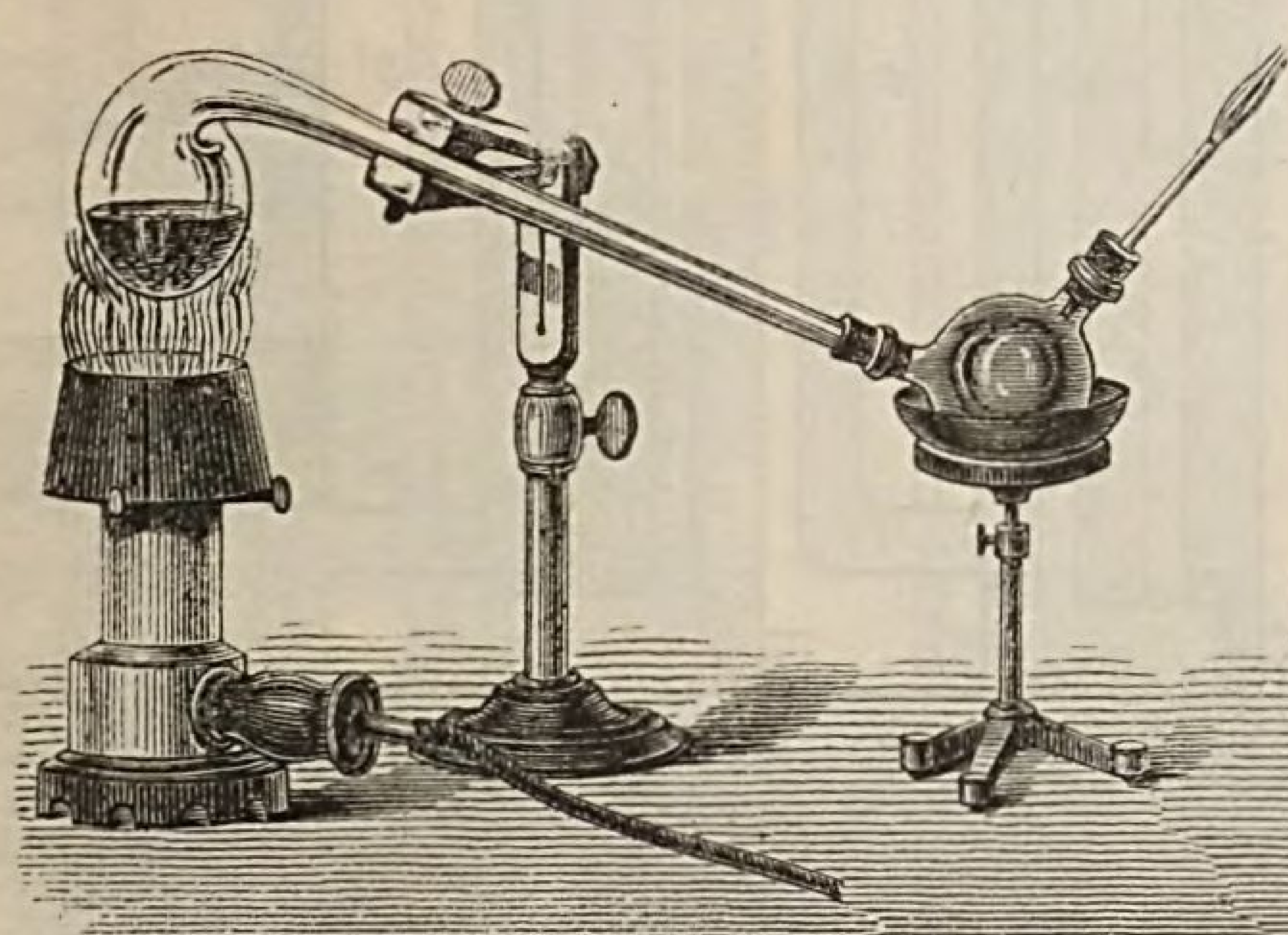


Fig. 239. Destillation von Holz und Steinkohlen.

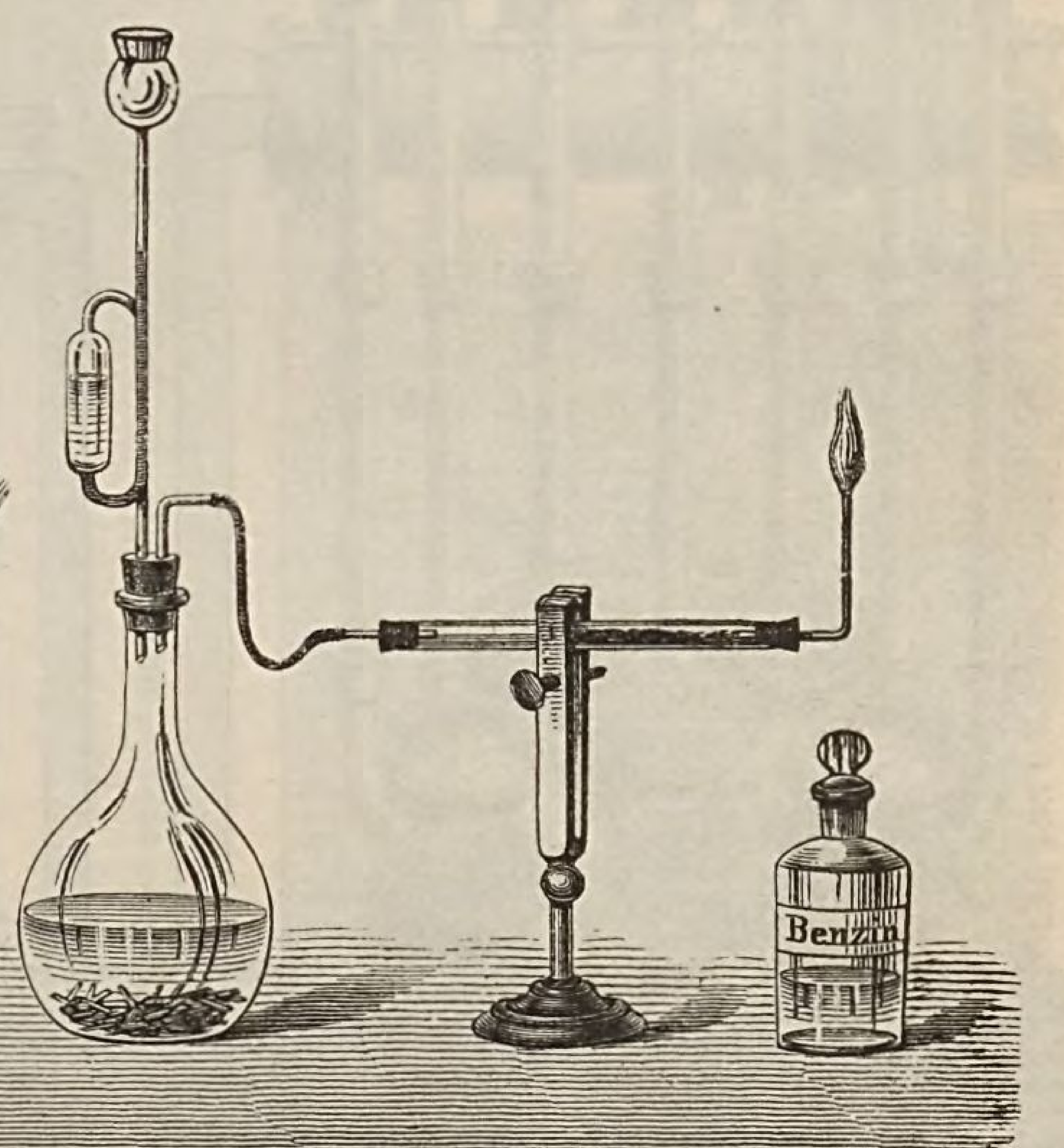


Fig. 240. Leuchtendmachen von Wasserstoff.

In beiden Fällen hört die Gasentwickelung schliefslich auf, und in der Retorte verbleibt ein kohliger Rest.

Ergebnis. Holz und Steinkohle werden ebenfalls durch Hitze zersetzt, aber nicht vollständig in gasförmige Produkte umgewandelt, sondern lassen eine kohlige Masse zurück, welche durch stärkeres Erhitzen weiter nicht verändert wird (Holzkohle und Koks). Sie geben überdies aufser den entweichenden Gasen noch andere, durch Abkühlung kondensierbare Produkte, welche zum Teil wässeriger, zum Teil teeriger Natur sind (Gaswasser und Teer); alle drei sind Gemenge verschiedenartiger chemischer Verbindungen, welche sich aus den der trockenen Destillation unterworfenen Substanzen durch Einwirkung der Hitze bilden, und deren Natur und relative Mengen je nach der Art der erhitzten Substanz und der Erhitzungstemperatur schwanken. Das ent-

weichende Gas enthält aber in allen Fällen ölbildendes Gas und Sumpfgas. Da es stets mit leuchtender Flamme brennt, so findet es als Leuchtgas die ausgedehnteste Benutzung und wird zu diesem Zwecke fabrikmäſsig dargestellt.

91. **Leuchtgasfabrikation.** Steinkohlengas. — Das durch trockene Destillation der Steinkohle sich entwickelnde Gas ist nach Abscheidung des Teers ein Gemenge aus folgenden Bestandteilen: ölbildendes Gas, Sumpfgas, Kohlenoxydgas, Wasserstoff, Dämpfe der flüssigen (zum Teil kondensierten) teerigen Destillationsprodukte, Schwefelwasserstoff, Ammoniak, Kohlensäure und Wasserdampf. Nur

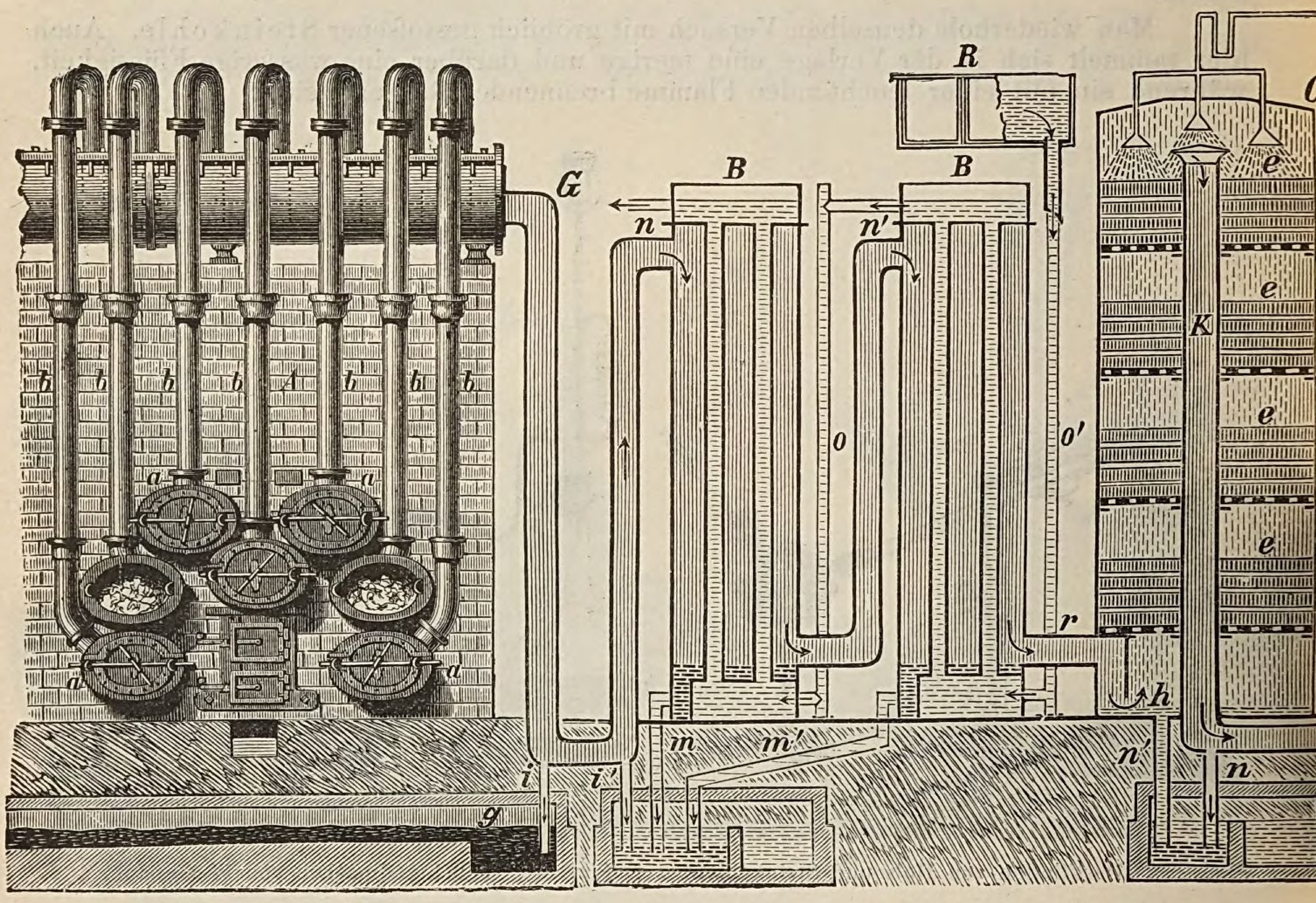


Fig. 241. Leuchtgasfabrik.

die ersten sechs Gase sind brennbar, die übrigen Produkte nicht. Letztere müssen also entfernt werden. Von jenen brennen nur das ölbildende Gas und die Dämpfe der teerigen Destillationsprodukte mit leuchtender Flamme. Der Schwefelwasserstoff giebt als Verbrennungsprodukt schweflige Säure, darf also ebenfalls nicht in dem Gase bleiben. Sumpfgas, Kohlenoxyd und Wasserstoff brennen zwar, aber leuchten nicht, allein durch Beimengung der Dämpfe der flüchtigen Destillationsprodukte des Teers wird ihre Flamme lebhaft leuchtend, und deshalb sind sie nicht nachteilig, sondern können im Gase bleiben. Das Ammoniak ist seiner Schwerverbrennlichkeit wegen ohne Bedeutung. Hiernach würde der Reinigungsprozeſs des Leuchtgases auf die Beseitigung von Schwefelwasserstoff, Ammoniak, Kohlensäure und Wasser hinzuwirken haben.

Daſs ein an sich mit nichtleuchtender Flamme brennendes Gas durch Beimengung gewisser brennbarer Dämpfe leuchtend gemacht werden kann, läſst sich sehr leicht zeigen, wenn man Wasserstoff durch ein Glasrohr leitet, welches Bims-

steinstücke enthält, die man mit etwas Benzin getränkt hat (Fig. 240). Der Wasserstoff brennt dann so lange mit stark leuchtender Flamme, als noch Spuren von Benzin in dem Rohr vorhanden sind.

Eine Steinkohlenleuchtgasfabrik ist in schematischer Darstellung in den Figg. 241 und 242 abgebildet; sie besteht aus folgenden Teilen:

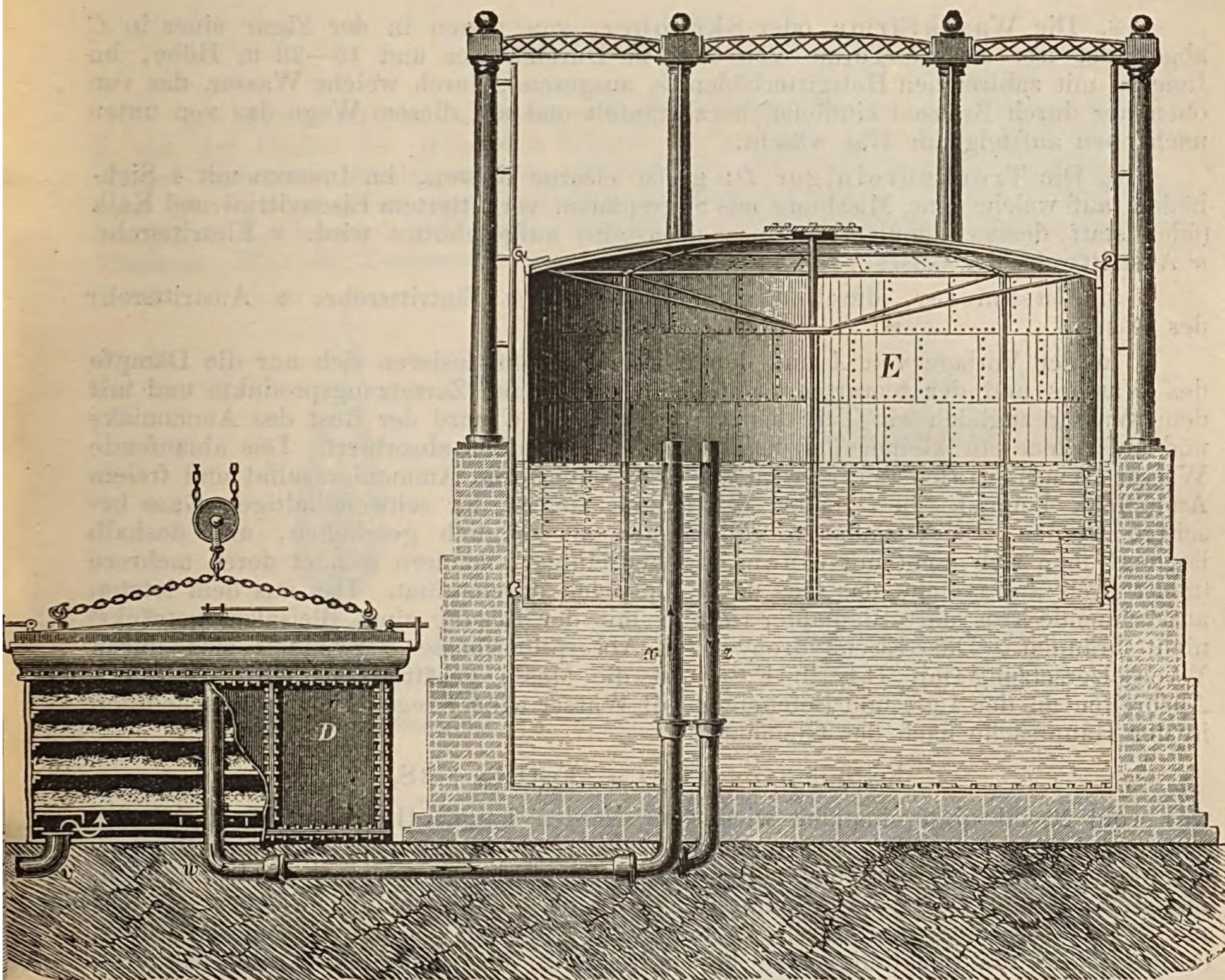


Fig. 242. Leuchtgasfabrik.

1. Retortenöfen, von denen in der Figur einer in *A* abgebildet ist; in diesen sind die flachcylindrischen Retorten *a* eingemauert. Diese werden mit Steinkohlen beschickt. Jede Retorte hat eine Ableitungsröhre *bb* für die entwickelten Gase, welche in eine Vorlage tauchen, die zur Abscheidung des Teers dient. *G* ist das Leitungsrohr für die nicht kondensierbaren Gase und *i* eine Abflufsröhre für Teer in die Teergrube *g*.

2. Die Kühler oder Kondensatoren[1] für die letzten Reste teeriger Produkte. Sie bestehen aus mehreren, etwa 12—15 m hohen eisernen Cylindern, durch welche der Länge nach mehrere Röhren (meist 9, von denen in der Abbildung in jedem Cylinder *B* nur 2 zu sehen sind) gehen. Diese sind luftdicht in die Deck- und Fufsplatte der Cylinder eingesetzt und werden von dem Gase, welches seinen Weg von *i'*

1) lat. *condensare*, verdichten.

durch n nimmt und schliefslich durch r bei h austritt, allseitig umspült. Während so der Gasstrom in den Kühlcylindern seinen Weg von oben nach unten nimmt, strömt kaltes Wasser aus dem Reservoir R, durch o' und o nach unten und steigt in den Cylindern von unten nach oben auf, um schliefslich durch m' und m in eine Grube zu fliefsen, in welcher es sich samt den noch kondensierten Teeranteilen ansammelt.

3. Die Waschtürme oder Skrubber, von denen in der Figur einer in C abgebildet ist: eiserne Türme von 3—4 m Durchmesser und 15—20 m Höhe, im Inneren mit zahlreichen Holzgitterböden, e, ausgesetzt, durch welche Wasser, das von oben her durch Brausen einfliefst, herabträufelt und auf diesem Wege das von unten nach oben aufsteigende Gas wäscht.

4. Die Trockenreiniger D: grofse eiserne Kästen, im Inneren mit 4 Siebböden, auf welche eine Mischung aus Sägespänen, verwittertem Eisenvitriol und Kalk (oder statt dessen gepulverter Raseneisenstein) aufgeschüttet wird. v Eintrittsrohr, w Austrittsrohr des Gases.

5. Gasometer, durch Wasser gesperrt. x Eintrittsrohr, z Austrittsrohr des Gases.

In der Vorlage von A und den Kühlern B kondensieren sich nur die Dämpfe des Wassers und der teerartigen, flüssigen und festen Zersetzungsprodukte und mit dem Wasser zugleich ein Teil des Ammoniaks; in C wird der Rest des Ammoniaks und aufserdem ein kleiner Teil des Schwefelwasserstoffs absorbiert. Das ablaufende Wasser (Ammoniakwasser) wird zur Darstellung von Ammoniumsulfat und freiem Ammoniak benutzt. In D sollen die letzten Spuren der schwefelhaltigen Gase beseitigt werden. Dies mufs so vollkommen als möglich geschehen, und deshalb begnügt man sich nicht mit einem Trockenreiniger, sondern wendet deren mehrere (meist drei) an, welche das Gas der Reihe nach durchströmt. Das aus dem letzten ausströmende Gas darf Bleipapier (Papier mit der Lösung eines Bleisalzes getränkt) nicht bräunen. Das Eisenhydroxyd der Absorptionsmasse verwandelt sich durch Wechselzersetzung mit H_2S in F_2S_3. Ist die Masse gesättigt, so wird sie durch Ausbreiten an der Luft und Befeuchten mit Wasser wieder regeneriert, wahrscheinlich in der Hauptsache nach der Gleichung:

$$Fe_2S_3 + 3\,O + 3\,H_2O = 2\,Fe(OH)_3 + 3\,S,$$

was wohl 20mal hintereinander wiederholt werden kann. Hierdurch häuft sich der Schwefel bis zu 40—50% an; aufserdem aber entstehen auch Cyan- und Rhodanverbindungen, welche aus der völlig erschöpften Masse gewonnen werden können. Zwischen C und D ist ein Apparat (Exhaustor[1]) eingeschaltet, welcher das Gas aus A bis C absaugt und durch die folgenden Apparate bis zum Gasometer drückt. Dadurch wird ein nachteiliger, zu hoher Druck in den ersten Apparaten verhütet.

II. Beleuchtung und Heizung.

92. Die Oxydationsprozesse sind stets von Wärmeentwickelung begleitet, wenn auch in gewissen Fällen (z. B. bei mancher langsamen Verbrennung) eine Temperaturerhöhung direkt nicht wahrnehmbar ist. Lichtentwickelung dagegen tritt (wenn wir von der langsamen Verbrennung

1) lat. *exhaurire*, herausschöpfen, leer machen.

des Phosphors absehen) nur bei der raschen Verbrennung ein, da nur hier der Oxydationsprozeſs so lebhaft von statten geht, daſs die verbrennenden Körper dadurch zum Glühen gelangen.

1. Beleuchtung.

Die Intensität der Lichtentwickelung hängt 1. von dem Aggregatzustand, 2. von der Dichte der glühenden Körper, 3. von der Temperatur ab. Gasförmige Körper verbreiten im allgemeinen weniger Licht als glühende feste und flüssige; nur sehr dichte Gase geben eine eigentlich leuchtende Flamme. Reines Wasserstoffgas, Sumpfgas, Kohlenoxyd und dergl. verbrennen nur mit bläulicher, wenig leuchtender Flamme. Was die Temperatur anbelangt, so läſst sich zwischen 400° und 600° bei

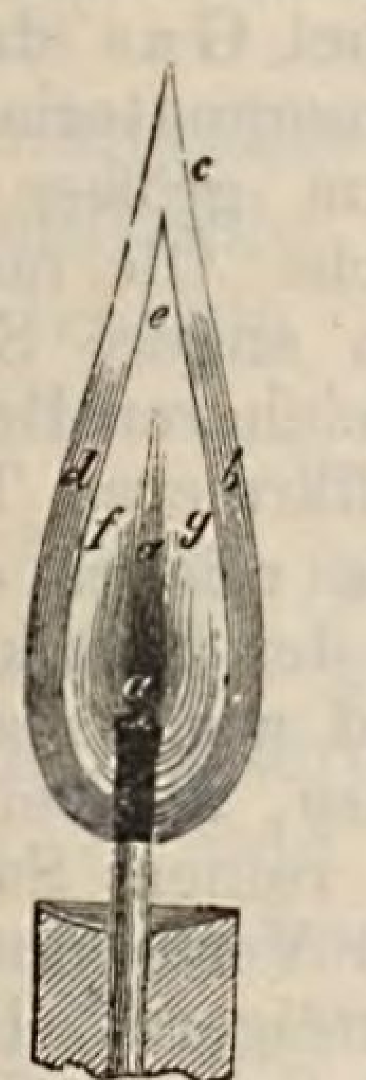


Fig. 243. Kerzenflamme.

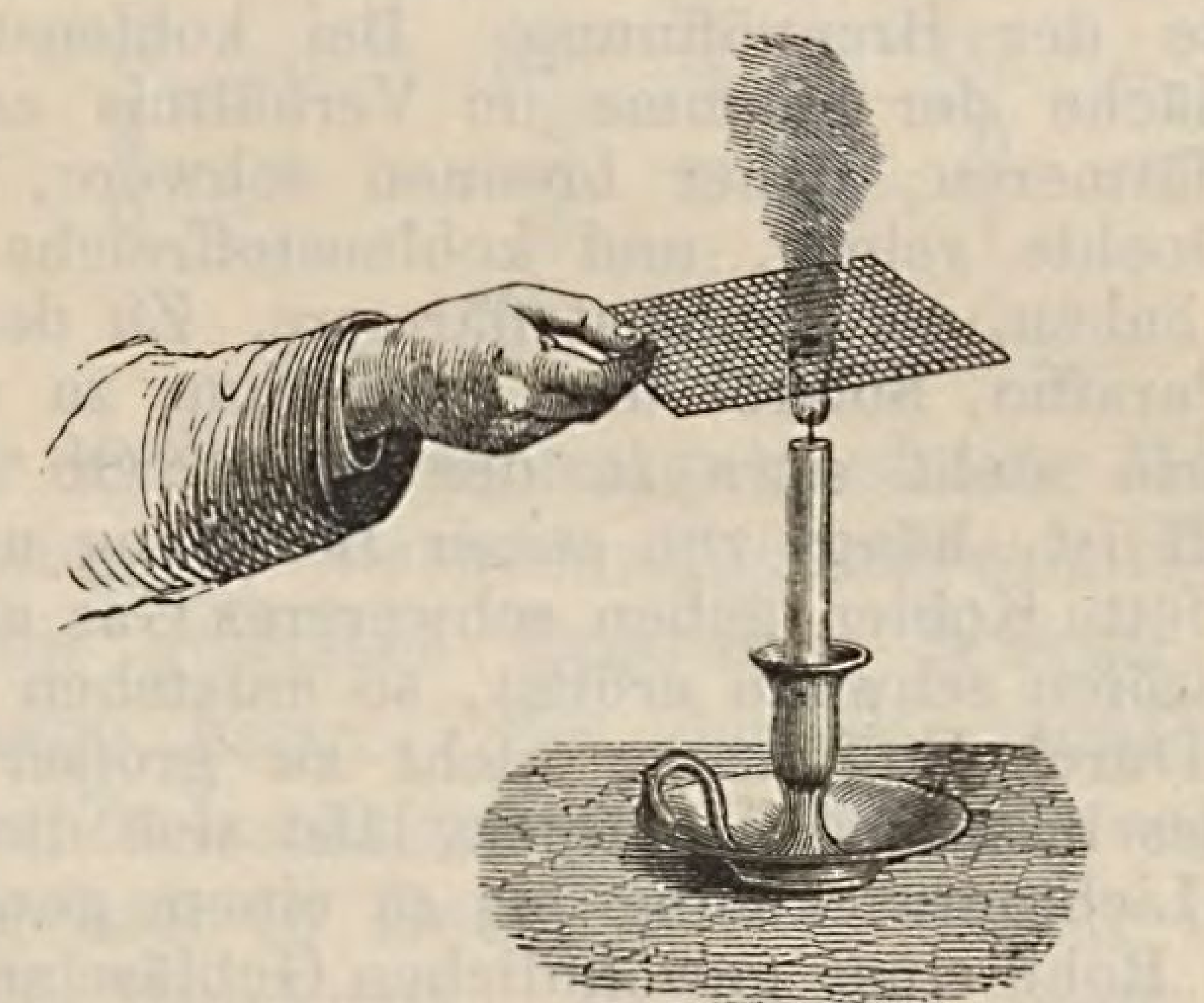


Fig. 244. Durchschnitt der Kerzenflamme.

Tag noch kein Licht wahrnehmen, im Dunkeln aber bemerkt man ein schwaches Glühen (Dunkelrotglut, Kirschrotglut); darauf folgt zwischen 600° und 1000° Hellrotglut, dann zwischen 1000° und 2000° Weiſsglut. Temperaturen, die noch höher liegen, scheinen die Lichtentwickelung wieder zu vermindern.

Zur Beleuchtung bedient man sich gewisser Öle und Fette aus dem Pflanzen- und Tierreiche oder der flüssigen fossilen Kohlenwasserstoffe (Petroleum) oder endlich der festen, flüssigen und gasförmigen Destillationsprodukte von Steinkohlen, Braunkohlen, Holz, Harz, Torf etc., (Paraffin, Solaröl, Leuchtgas). Alle diese Stoffe brennen mit Flamme.

Eine Flamme entsteht nur dann, wenn der verbrennende Körper entweder selbst gasförmig ist oder bei der Verbrennungstemperatur Gasgestalt annimmt oder endlich bei eben dieser Temperatur sich in gasförmige Produkte zersetzt. Um über die Natur der Flamme Aufschluſs zu erlangen, beobachte man die Flamme einer gewöhnlichen Kerze (Fig. 243). Man erkennt drei verschiedene Bestandteile: zuerst einer blauen, wenig leuchtenden Teil, *a*, darüber einen leuchtenden, kegelförmigen Teil, *efg*, und dann um das Ganze eine fast gar nicht leuchtende, in der Entfernung kaum sichtbare Hülle, *bcd*. Die beiden letzteren Teile endigen oben in einer Spitze.

Wie das Innere der Flamme beschaffen ist, läſst sich zeigen, wenn man mit einem feinen Drahtnetz die Flamme in einer gewissen Höhe oberhalb des Dochtes durchschneidet (Fig. 244). Letztere brennt dann nur unterhalb des Drahtnetzes, während oberhalb desselben die Gase wie nach dem Ausblasen des Lichtes aufsteigen. Das Innere der Flamme erscheint als dunkler Kern, umgeben von einem leuchtenden Ring, welcher dem leuchtenden Kegel (*efg*, Fig. 243) entspricht, und

aufserhalb dieses Ringes sieht man das Drahtnetz glühen. Das Innere der Flamme ist also nichtleuchtend; es besteht aus schweren, dichten Gasen (Kohlenwasserstoffen), welche noch nicht zum Glühen gelangt, aber schon so weit erhitzt sind, dafs sie in Berührung mit dem Sauerstoff der Luft brennen. Diese Berührung erfolgt, sobald die Gase durch Aufsteigen dem äufseren Mantel der Flamme, der von Luft bis zu einer gewissen Tiefe durchdrungen wird, näher kommen. Werden diese Gase aber abgekühlt, ehe sie sich mit Sauerstoff verbinden können, so entweichen sie unverbrannt in Gestalt eines dunklen Rauches. Dasselbe findet statt, wenn der Sauerstoffzutritt zur vollständigen Verbrennung aller in der Flamme enthaltenen Gase nicht ausreicht. Auch in diesem Falle rufst die Flamme, und ihr Licht erscheint dunkelrot und wenig hell. Bei Vermehrung des Sauerstoffzutritts steigt die Lichtintensität bis zu einem gewissen Grade, dann aber, wenn die Sauerstoffzufuhr noch weiter steigt, nimmt die Flamme wieder an Leuchtkraft ab und wird schliefslich blau und wenig leuchtend. Daher ist die Luftzufuhr gehörig zu regeln. Dies geschieht bei Kerzen dadurch, dafs man dem Dochte eine der Kerzendicke und der Natur des Brennmaterials entsprechende Dicke giebt (zu dicke Dochte geben stets rufsende Flammen), bei Lampen durch die Weite und Form des Zugglases, bei Gas durch die Form und Weite der Brennöffnung. Bei kohlenstoffreichen Brennmaterialien mufs die äufsere Fläche der Flamme im Verhältnis zu ihrem Volum gröfser sein, als bei kohlenstoffärmeren; daher brennen schwere, kohlenstoffreiche Öle mit dünnem und breitem Dochte reiner, und kohlenstoffreiche Gase müssen engere Schlitze in den Brennern haben, als kohlenstoffärmere. Zu den kohlenstoffreicheren Brennmaterialien gehören Paraffin, Solaröl und Petroleum; zu den kohlenstoffärmeren Talg und fette Öle; Stearin steht etwa in der Mitte. Ob das Leuchtgas reicher oder ärmer an Kohlenstoff ist, hängt von seiner Bereitung und der Natur der Steinkohlen ab. Sogenannte fette Kohlen geben schwereres Gas als magere, und wenn man die Retorten in den Gasöfen schwach erhitzt, so entstehen schwerere Gase, als bei höherer Temperatur. Durch Einführung nicht zu grofser Mengen von reinem Sauerstoff in die Flamme des brennenden Körpers läfst sich die Intensität der Verbrennung und damit auch die Lichtentwickelung bis zu einem gewissen Grade steigern. Bläst man z. B. durch das Rohr einer gewöhnlichen Gebläselampe statt Luft Sauerstoff, so kann man durch Regulierung des Stromes eine Flamme von aufserordendlicher Lichtstärke erhalten. Wenn man umgekehrt zu viel Luft oder auch gewisse andere Gase, z. B. Kohlensäure, mit dem Gase der Flamme mischt, so verliert diese ihre Leuchtkraft. Gasflammen werden auf diese Weise in dem bekannten Bunsenschen Brenner vollständig entleuchtet.

2. Heizung.

93. Auch zur Entwickelung von Wärme behufs der Heizung bedient man sich fast ausschliefslich kohlenstoffhaltiger Brennmaterialien, indem man sie in geeigneten Apparaten (Öfen) der Oxydation unterwirft. Ein jeder Ofen mufs so eingerichtet sein, dafs diejenige Luft, welche zur vollständigen Verbrennung einer angemessenen Menge von Brennmaterial notwendig ist, in der erforderlichen Zeit Zutritt erhalten kann. Anderenfalls entwickelt sich Rauch, und die Verbrennung ist unvollkommen. Grofse freibrennende Feuer rauchen stets. Bei Öfen wird der Luftzutritt von unten her durch den Rost vermittelt und durch die Esse, welche saugend wirkt (zieht), veranlafst. Je höher und weiter und je wärmer die Esse, desto stärker der Zug. Zu weite Essen aber wirken nachteilig, weil sich in ihnen leicht eine Gegenströmung erzeugt.

Da der Rauch nicht nur lästig ist, sondern auch einen Verlust an Brennmaterial bewirkt, so strebt man nach der Einrichtung rauchfreier Feuerungen (Kettenroste, rotierende Roste, Treppen und Pultroste, Doppelroste, Roste, welche gestatten, das Brennmaterial von unten nachzuschieben etc). Doch haben alle Konstruktionen bis jetzt das Problem noch nicht vollständig gelöst. Am geeignetsten erscheint die Feuerung mit Generatorgasen (vgl. S. 71).

Die Brennmaterialien unterscheiden sich sehr in bezug auf ihren Heizwert. Holz, Torf, Braunkohle, Steinkohle, Holzkohle, Koks sind ihrer Zusammensetzung nach höchst verschieden, wie folgende Tabelle zeigt:

	Kohlenstoff.	Wasserstoff.	Sauerstoff.	Asche.
Holz . . .	50 p. z.	5 p. z.	44 p. z.	1 p. z.
Torf . . .	48 „	4 „	28 „	20 „
Braunkohle .	60 „	5 „	25 „	10 „
Steinkohle .	82 „	4 „	8 „	6 „
Holzkohle .	93 „	3 „	3 „	1 „
Koks . . .	90 „	2 „	2 „	6 „

Diese Zahlen gelten nur für vollkommen ausgetrocknete Materialien. In dem Zustande, in welchem sie zur Verbrennung verwendet werden, enthalten sie aufserdem noch ein gewisses Quantum Wasser, welches 12 bis 20 p. c. und mehr betragen kann. Bei der Wertschätzung der Brennmaterialien, auf Grund ihrer Zusammensetzung, kommt vornehmlich ihr Kohlenstoff- und Wasserstoffgehalt in Betracht. Je höher dieser ist, desto höher ist im allgemeinen die Heizkraft. Je gröfser dagegen der in dem Brennmaterial enthaltene Sauerstoff, desto geringer die Heizkraft (s. u.). Die Asche ist stets von dem Gewichte des Brennmaterials in Abzug zu bringen. Nasse Materialien brennen erst, nachdem ihr Wasser verdampft ist, und hierdurch findet ein mitunter sehr beträchtlicher Wärmeverlust statt. Absichtliche Benetzung des Brennmaterials ist ein auf einem weit verbreiteten Vorurteil beruhender Mifsbrauch.

Der Brennwert eines Materials läfst sich aus der Zusammensetzung theoretisch berechnen. Hierzu können folgende Unterlagen dienen:

1 kg Wasserstoff entwickelt 34 000 Wärmeeinheiten,
1 „ Kohlenstoff bei der Verbrennung zu CO_2 8000 Wärmeeinheiten,
1 „ „ „ „ „ „ CO 2473 „
1 „ Kohlenoxyd „ „ „ „ CO_2 2400 „

Unter Wärmeeinheit versteht man diejenige Wärmemenge, welche nötig ist, um 1 kg Wasser um 1° C. zu erwärmen. Der in dem Brennmaterial enthaltene Sauerstoff, welcher schon mit C und H chemisch verbunden ist, vermindert den Brennwert, weil die ihm entsprechende Wärmemenge bei der Oxydation nicht noch einmal entwickelt werden kann. Für ihn ist demnach eine entsprechende Zahl von Wärmeeinheiten abzuziehen. Da man aber nicht genau weifs, welcher Art die in den Brennmaterialien enthaltende Sauerstoffverbindung ist, so ist man auf

Das periodische System der Elemente

	1. Gruppe	2. Gruppe	3. Gruppe	4. Gruppe
—	Wasserstoff			
1. Periode	Lithium 7	Beryllium 9	Bor 11	Kohlenstoff 12
2. Periode	Natrium 23	Magnesium 24	Aluminium 27,5	Silicium 28
3. Periode	Kalium 39 Kupfer 63	Calcium 40 Zink 65	Scandium 43 Gallium 70	Titan 48 Germanium 72
4. Periode	Rubidium 85 Silber 108	Strontium 87,5 Kadmium 112	Yttrium 89 Indium 114	Zirkon 90 Zinn 118
5. Periode	Cäsium 133 — Gold 196	Barium 137 — Quecksilber 200	Lanthan 138 Ytterbium 173 Thallium 204	Cer 140 — Blei 207
6. Periode	—	—	—	Thor 232

Vermutungen angewiesen und wird deshalb immer nur annähernde Werte erhalten. Sicherer ist es, den Brennwert durch den Versuch zu bestimmen. In folgender Tabelle ist angegeben, wieviel Wärmeeinheiten 1 kg der gewöhnlichen (lufttrockenen) Brennmaterialien entwickelt.

1 kg	Holz entwickelt etwa	4000	Wärmeeinheiten.
1 „	Torf	2500—3809	„
1 „	heller leichter Torf	2900	„
1 „	brauner und schwarzer Torf	3300	„
1 „	Braunkohle	3500—4000	„
1 „	Steinkohle	6000	„
1 „	Koks	6000	„
1 „	Holzkohle	7000	„

nach Lothar Meyer.

5. Gruppe	6. Gruppe	7. Gruppe	8. Gruppe
Stickstoff 14	Sauerstoff 16	Fluor 19	
Phosphor 31	Schwefel 32	Chlor 35,5	
Vanad 51 Arsen 75	Chrom 52,5 Selen 79	Mangan 55 Brom 80	Eisen 56. Kobalt 58,6. Nickel 58,8
Niob 94 Antimon 120	Molybdän 96 Tellur 125	— Jod 127	Ruthen 103. Rhodium 104. Palladium 106
— Tantal 182 Wismut 208	— Wolfram 164 —	— — —	Osmium 191. Iridium 193. Platin 194
—	Uran 240	—	

III. Das periodische oder natürliche System der Elemente.

Ordnet man die chemischen Elemente (mit Ausschlufs des Wasserstoffes) nach der aufsteigenden Gröfse ihrer Atomgewichte in eine Reihe, so ergiebt sich die merkwürdige Thatsache, dass die chemischen und physikalischen Eigenschaften der in der Reihe aufeinander folgenden Elemente (und deren Verbindungen) zwar von Glied zu Glied verschieden sind, nach einer gewissen Anzahl von Gliedern aber periodisch mehr oder minder vollständig wiederkehren. So erhält man Gruppen von Elementen, welche untereinander sehr ähnlich sind und gewissermafsen natürliche Familien bilden.

In dieser Weise ist die Tabelle auf S. 280 und 281 zusammengestellt, aus deren Betrachtung sich folgendes ergiebt.

Der Wasserstoff bildet eine Reihe für sich.

Die beiden folgenden Reihen bilden zwei Perioden von je 7 Gliedern und ordnen sich so, dafs die untereinander stehenden Elemente jeder einzelnen Gruppe chemisch analog sind, während von der 1. zur 7. Gruppe die Verschiedenheiten immer mehr und mehr, zuletzt bis zum vollständigen

Gegensatz, hervortreten. Bei diesen 14 Elementen ist also eine Abhängigkeit der chemischen Eigenschaften von dem Atomgewicht ganz unverkennbar.

Die 3. und 4. Periode bestehen nicht, wie die ersten beiden, aus 7, sondern der Reihe nach aus 17, bezw. 16 Gliedern, und die Übereinstimmung der untereinander stehenden Elemente tritt nur dann hervor, wenn man — wie es geschehen ist — für die 3 Glieder der Eisengruppe, Fe, Co und Ni, und ebenso für die der Platinmetalle, Ru, Rh und Pd, eine 8. Gruppe bildet, welche in den beiden ersten Perioden keine Vertreter hat. Aufserdem schieben sich zwischen je zwei analoge Glieder der einzelnen Gruppen, z. B. zwischen K und Rb, Ca und Sr, As und Sb, Se und Te, Br und J, andere Elemente ein, welche mit jenen keine Ähnlichkeit besitzen, aber unter sich wieder gewisse Analogien zeigen. So entstehen sogenannte Nebengruppen, deren Namen in der Tabelle seitlich verschoben sind.

Die 5. Periode weist erhebliche Lücken auf, besonders zwischen den Atomgewichten 140 (Cer) und 182 (Tantal). Es darf angenommen werden, dafs sich hier mehrere der noch weniger bekannten sogenannten seltenen Erdmetalle (s. S. 37) einordnen werden. Ferner ist auch hier wieder die 8. Gruppe, und zwar durch die drei übrigen Platinmetalle, Os, Ir und Pt, besetzt.

Die 6. Periode weist zur Zeit nur 2 Elemente auf.

Obwohl die Periodizität in den letzten Reihen weniger deutlich hervortritt und trotz des allerdings befremdenden Umstandes, dafs in der 8. Gruppe die analogen Glieder nicht wie in den übrigen Gruppen unter, sondern neben einander Platz finden, ergeben sich durch diese Zusammenstellung doch, wenigstens in den Hauptgruppen, zahlreiche auffallende Regelmäfsigkeiten, welche unmöglich ohne Beachtung bleiben können.

1. In der 1. Hauptgruppe stehen (aufser Wasserstoff) nur die Alkalimetalle. — In der 2. finden sich (aufser Beryllium) das Magnesium und die Alkali-Erdmetalle. — In der 3. sind das Bor und die Erdmetalle vertreten. — Die 4. Hauptgruppe weist besonders die analogen Glieder Kohlenstoff und Silicium auf. — Die 5. Hauptgruppe enthält sämtliche Glieder der Stickstoffgruppe, — die 6. sämtliche Glieder der Sauerstoffgruppe, und endlich — die 7. alle Halogene. — Immerhin beachtenswert, wenn auch mit der oben erwähnten Einschränkung, ist es auch, dafs sich in der 8. Gruppe nur Glieder der Eisen- und Platinfamilie finden.

2. In bezug auf die Wertigkeit treten ähnliche Regelmäfsigkeiten scharf hervor. Die 1. Hauptgruppe ist einwertig, die 2. (sogar einschliefslich der Nebenglieder Zn, Cd, Hg) zweiwertig, die 3. dreiwertig und die 4. vierwertig. Nimmt man die Glieder der 5. Gruppe, was vielfach geschieht, als dreiwertig an (entsprechend den wichtigsten Wasserstoffverbindungen NH_3, PH_3, AsH_3 und SbH_3), so ergiebt sich, dafs die Wertigkeit, wie sie von der 1. bis zur 4. Gruppe regelmäfsig aufsteigt, von der 5. an ebenso regelmäfsig absteigt, denn die 6. Gruppe ist zwei-

wertig und die 7. wiederum einwertig. Es zeigt sich also in der Gesamtreihe der Elemente mit dem Anwachsen des Atomgewichtes ganz deutlich eine periodische Zunahme und Abnahme der Wertigkeit.

3. Die Verbindungsfähigkeit mit Sauerstoff nimmt in den sieben Hauptgruppen regelmäfsig zu. Die höchsten (basischen, bezw. sauren) Oxyde haben

in der	I.	II.	III.	IV.	V.	VI.	VII. Gruppe
die Formeln	R_2O	RO	R_2O_3	RO_2	R_2O_5	RO_3	R_2O_7.

4. Die Verbindungsfähigkeit mit Wasserstoff, in den ersten 3 Gruppen ohne Belang, nimmt von der 4. Gruppe an regelmafsig ab: Die Formeln sind:

in der	IV.	V.	VI.	VII. Gruppe
	RH_4	RH_3	RH_2	RH.

5. Die Metalle sind hauptsächlich in den ersten, die Metalloide in den letzten Gruppen vertreten.

6. Ganz besondere Beachtung verdient die augenfällige Thatsache, dafs sich der basen-, bezw. säurebildende Charakter der Elemente von der 1. bis zur 7. Gruppe regelmäfsig ändert. Die Elemente der 1. Gruppe bilden die stärksten Basen, die wir kennen. Hierauf folgen die ebenfalls noch starken Basen der 2. Gruppe; in der 3. und 4. Gruppe nimmt der basische Charakter der Oxyde ab, in den folgenden Gruppen tritt er ganz zurück und geht allmählich in den sauern über. Zieht man vom Bor bis zum Wolfram eine schiefe Linie, so sind die links und unterhalb derselben stehenden Elemente vorzugsweise basenbildend und die rechts und oberhalb stehenden säurebildend.

7. Nicht nur die chemischen, sondern auch die physikalischen Eigenschaften der Elemente, und diese, wie es scheint, in noch weiterem Umfange, erweisen sich, wenn man sie in derselben Weise diskutiert, als periodische Funktionen der Atomgewichte. Ohne hierauf näher einzugehen, sei nur erwähnt, dafs dies mit Sicherheit nachgewiesen ist für: das spez. Gewicht, das Atomvolum (Quotient des Atomgewichtes durch das spez. Gewicht), die Dehnbarkeit, die Schmelzbarkeit, die Flüchtigkeit das Brechungsvermögen, die spez. Wärme und die Leitungsfähigkeit für Wärme und Elektrizität. Alle diese Eigenschaften nehmen in den einzelnen Perioden regelmäfsig zu und ab, so dafs sie in den Mittelgliedern entweder ein Maximum oder ein Minimum erreichen.

Organische Chemie.

Einleitung.

1. Natur der organischen Verbindungen.

1. Die organische Chemie ist die Chemie der Kohlenstoffverbindungen. Die Zahl der Kohlenstoffverbindungen oder organischen Verbindungen ist aufserordentlich grofs und durch fortdauernde neue Entdeckungen in stetem Wachsen begriffen.

Ehedem (vor 1828) waren aufser dem Kohlenoxyd, der Kohlensäure und einigen andern nur solche Kohlenstoffverbindungen bekannt, welche durch die Lebensthätigkeit der Organismen innerhalb des Tier- und Pflanzenkörpers entstehen oder sich durch nachträgliche Zersetzung und Wechselwirkung derselben bilden. Deshalb galt es als feststehend, dafs die organischen Verbindungen nicht wie die anorganischen aus den Elementen oder aus einfacheren Substanzen auf synthetischem Wege dargestellt werden könnten, und demgemäfs schien auch die Annahme nicht ungerechtfertigt, dafs in den Organismen eine eigentümliche Kraft, die sogenannte Lebenskraft, vorhanden sei, unter deren Einflufs eben jene Verbindungen sich bildeten. Diese Ansicht mufste aber als eine irrtümliche angesehen werden, nachdem Wöhler im Jahre 1828 den Harnstoff, der bis dahin nur als ein Produkt des tierischen Stoffwechsels bekannt war, auf künstlichem Wege dargestellt hatte. Dieser epochemachenden Entdeckung folgten bald zahlreiche andere derselben Art, durch deren Gesamtheit unzweifelhaft bewiesen worden ist, dafs es zur Bildung der organischen Verbindungen keiner besonderen Kräfte bedarf.

Wenn man gleichwohl die organische Chemie als einen selbständigen Zweig der Chemie von der anorganischen unterscheidet, so sind dabei vor allen Dingen Zweckmäfsigkeitsgründe mafsgebend, weil die aufserordentlich grofse Anzahl und die besonderen Eigenschaften der organischen Verbindungen eine abweichende Behandlung dieses Wissengebietes wünschenswert und nötig machen.

Die Hauptbestandteile der organischen Verbindungen sind Kohlenstoff, Wasserstoff, Sauerstoff und Stickstoff. Doch bestehen keineswegs alle aus diesen vier Elementen. Man kann unterscheiden:

1. Binäre Verbindungen aus C und H, die sogenannten Kohlenwaserstoffe;

2. ternäre Verbindungen aus C, O und H, sehr verbreitet an Zahl und Menge im Pflanzenreich;

3. ternäre Verbindungen aus C, H, und N, eine beschränkte Zahl, fast alle nur auf künstlichem Wege darstellbar;

4. quaternäre Verbindungen aus C, H, O und N, sehr verbreitet im Tierreich, weniger im Pflanzenreich.

Ein anderer wichtiger Unterschied aber ist noch zu machen zwischen organischen Verbindungen (im weiteren Sinne) und organisierten Verbindungen. Unter letzteren versteht man solche organische Verbindungen, welche innerhalb der lebenden Organismen eine bestimmte Form oder Struktur annehmen können, indem sie sich zu den (mikroskopischen) Elementargebilden des Pflanzen- und Tierreichs, die man Zellen nennt, gestalten.

Die künstliche Darstellung organisierter Verbindungen ist bis jetzt noch nicht gelungen, und ebensowenig kennt man die Ursache ihrer Bildung innerhalb der Organismen. Gleichwohl ist man nicht geneigt, letztere auf andere als physikalische oder chemische Kräfte zurückzuführen.

2. Klassifikation der organischen Verbindungen.

Die organischen Verbindungen werden nach ihrer Zusammensetzung und nach ihrem Verhalten klassifiziert. Die „Zusammensetzung" ergiebt sich aus der Analyse, und unter „Verhalten" versteht man die Art und Weise, wie sie sich gegenseitig zersetzen oder miteinander verbinden, wie sie sich unter dem Einflufs verschiedener Reagenzien (z. B. Oxydationsmittel, Reduktionsmittel etc.) oder anderer Kräfte (z. B. Wärme, Licht, Elektrizität) zerlegen (spalten) oder in andere Verbindungen überführen lassen.

In letzterer Hinsicht zeigt sich im allgemeinen, dafs bei den Umsetzungen der organischen Körper gewisse Gruppen von Atomen in dem Molekül, in welchem sie enthalten sind, unter sich einen festeren Zusammenhalt haben, als mit den übrigen Atomen, so dafs sie bei der Zersetzung des Moleküls nicht auseinanderfallen, sondern als Ganzes wieder in neue Verbindungen eintreten können.

Ein derartiges Verhalten wurde schon bei den anorganischen Verbindungen höherer Ordnung — Säurehydraten, Hydrobasen und Salzen — beobachtet, deren Moleküle bei den meisten Reaktionen, denen sie unterliegen können, nicht völlig in ihre Elementarbestandteile, sondern nur in der Art zerfallen, dafs gewisse Atomgruppen ihren Zusammenhang bewahren, um wiederum einen Bestandteil der neu entstehenden Verbindungen zu bilden; z. B.

$$\begin{aligned}
&H(OH) &&+ K &&= K(OH) &&+ H\\
&K(OH) &&+ H(NO_3) &&= K(NO_3) &&+ H(OH)\\
&Zn(OH)_2 &&+ H_2(SO_4) &&= Zn(SO_4) &&+ 2H(OH)\\
&Ba(NO_3)_2 &&+ Na_2(SO_4) &&= Ba(SO_4) &&+ 2Na(NO_3)\\
&Zn &&+ H_2(SO_4) &&= Zn(SO_4) &&+ H_2.
\end{aligned}$$

Hier sind es die in Klammern geschlossenen Atomgruppen (OH), (NO_3) und (SO_4), welche beim Zerfall des Moleküls unangegriffen bleiben und als Ganzes in die neu sich bildenden Moleküle eintreten. Sie werden dementsprechend Reste genannt: und zwar (OH) der Wasserrest, (NO_3) der Salpetersäurerest, (SO_4) der Schwefelsäurerest.

Bei tiefer greifenden Reaktionen können solche Reste weiter in noch einfachere Gruppen zerfallen, die man dann *Radikale* nennt, z. B. (SO_2) das Radikal der Schwefelsäure, (NO_2) das Radikal der Salpetersäure etc.

Nur bei ganz destruktiven Reaktionen, z. B. bei Einwirkung starker elektrischer Ströme oder sehr hoher Hitzegrade, kann völliger oder teilweiser Zerfall der anorganischen Moleküle höherer Ordnung bis zu den Elementen eintreten, z. B. bei der Explosion des Schiefspulvers, wo ein grofser Teil des Kaliumnitrats $K(NO_3)$ so weit zerfällt, dafs freier Stickstoff abgeschieden wird.

Durchaus analogen Vorgängen begegnen wir nun auch in der organischen Chemie: auch hier spielen die *Reste* und *Radikale*[1] eine bedeutende Rolle, nur mit dem Unterschied, dafs hier ihre Zahl eine bei weitem gröfsere und die Art ihres Zerfalls (*Abbaues*), sowie ihrer Bildung (*Aufbaues*) eine ungleich mannigfaltigere ist. Es wird sich zeigen, dafs man zu einem Verständnis der organischen Reaktionen gar nicht gelangen kann, ohne dem inneren Bau (*Struktur*) der Moleküle, wie man ihn sich nach dem Verhalten derselben denkt, durch die Schreibweise der Formeln einen sichtbaren Ausdruck zu geben. Die Formeln der organischen Chemie sind dementsprechend *Strukturformeln* (S. 79), tragen aber als solche einen durchaus hypothetischen Charakter. Sie setzen sich zusammen aus Radikalen und Resten, deren Existenz innerhalb des Moleküls man ebenso wie in der anorganischen Chemie nur daraus erschliefst, dafs sie sich unzersetzt aus einer Verbindung in die andere übertragen lassen.

Da für die Klassifikation der organischen Verbindungen gewisse Radikale und Reste von besonderer Bedeutung sind, so mögen die wichtigsten derselben hier zusammengestellt werden:

(OH) oder *Hydroxyl*, der Wasserrest, einwertig: $-O-H$

(NH_2) oder *Amid*, der Ammoniakrest, einwertig: $-N{<}^{H}_{H}$

(NO_2) oder *Nitroxyl*, das Salpetersäureradikal, einwertig: $-N{\lessdot}^{O}_{O}$

(CO.OH) oder *Carboxyl*, einwertig: $-C{<}^{O}_{O-H}$

(CH_3) oder *Methyl*, einwertig: $-C{\lessgtr}^{H}_{H}{-H}$

Zahlreiche andere von weniger allgemeiner Wichtigkeit werden bei der Besprechung der einzelnen Körperklassen zu erwähnen sein.

1) Die Ausdrücke *Rest* und *Radikal* werden in der Regel nicht streng unterschieden und oft miteinander verwechselt oder als gleichbedeutend angesehen. Einige Chemiker verstehen unter Resten nur solche Atomgruppen, welche keinen Kohlenstoff enthalten, z. B. (OH), (NO) etc., und nennen nur die kohlenstoffhaltigen Atomgruppen Radikale. Diese Unterscheidung hat indes nur untergeordneten Wert — eine passendere wird sich bei der Besprechung der Alkohole und Säuren ergeben.

Die obigen Atomgruppen sind, wie sich aus den Strukturformeln ergiebt, einwertig (es giebt auch zwei- und mehrwertige organische Radikale und Reste, die hier übergangen werden mögen); eine jede derselben kann also 1 Atom H vertreten, wodurch dann, wenn dies geschieht, aus einfacheren Verbindungen zusammengesetztere entstehen (Aufbau). Umgekehrt können sie auch aus einer zusammengesetzteren Verbindung austreten und einem Atom H Platz machen, wodurch sich eine einfachere Verbindung bildet (Abbau).

Verbindungen, welche auf die eine oder andere Weise aus einer anderen entstehen, werden Derivate oder Abkömmlinge der letzteren genannt.

3. Isomerie.

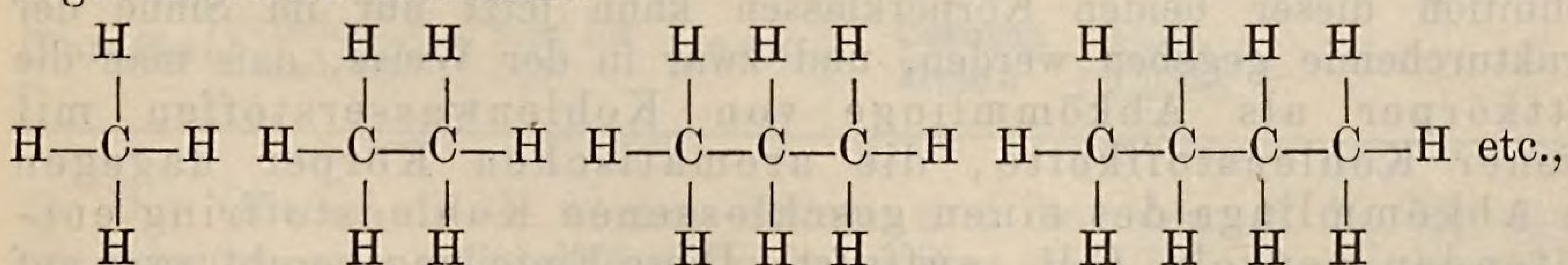
Es kommt sehr häufig vor, dafs organische Verbindungen bei gleicher atomistischer Zusammensetzung doch verschiedene Eigenschaften besitzen. Man sucht dies durch die Annahme zu erklären, dafs die Atome innerhalb der Moleküle dieser verschiedenen Körper in verschiedener Weise angeordnet sind, und nennt derartige Körper isomere[1]. Näheres wird sich bei den einzelnen Verbindungen ergeben.

4. Homologie, homologe Reihen.

Es giebt in der organischen Chemie zahlreiche Gruppen von Verbindungen, welche bei ähnlichem chemischen und physikalischen Verhalten sich in ihrer Zusammensetzung durch einen Mehr- oder Mindergehalt der Gruppe CH_2 (oder allgemein von $n\,CH_2$) unterscheiden. So existiert z. B. eine Reihe von Kohlenwasserstoffen, die sich in dieser Weise vom Methan, CH_4, ableiten:

$$CH_4,\quad C_2H_6,\quad C_3H_8,\quad C_4H_{10},\quad C_5H_{12},\quad C_6H_{14}\ \text{etc.}$$

Derartige Gruppen werden homologe[2] Reihen genannt (die einzelnen Glieder sind untereinander homolog). Da der Kohlenstoff vierwertig ist, so lassen sich die obigen Formeln im Sinne der Strukturchemie folgendermafsen schreiben:



oder abgekürzt:

$$CH_3{-}H\quad CH_3{-}CH_3\quad CH_3{-}CH_2{-}CH_3\quad CH_3{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_3\quad \text{etc.}$$

Hiernach unterscheidet sich jedes höhere Glied von dem vorangehenden niederen dadurch, dafs in letzterem an Stelle 1 H das Radikal

1) griech. ἴσος (*isos*), gleich, und μέρος (*méros*), Teil, also gleiche Teile enthaltend. — 2) griech. ὁμοῖος (*homoios*), ähnlich.

Methyl, CH_3, eingetreten ist. Die höheren Glieder einer homologen Reihe lassen sich deshalb auch als Methylderivate der niederen auffassen, und zwar in der Weise, dafs das Kohlenstoffatom des den Wasserstoff substituierenden Methyls in unmittelbare Verbindung mit einem Kohlenstoffatom des niederen Gliedes tritt. So entstehen förmliche immer länger werdende „Ketten" von direkt miteinander verbundenen Kohlenstoffatomen, welche den Kohlenstoffkern der betreffenden Verbindung bilden.

Nicht blofs die Kohlenwasserstoffe, sondern auch die ternären und quaternären organischen Verbindungen können homologe Reihen bilden, wobei ganz dasselbe Gesetz gilt.

Der prozentische Gehalt an C nimmt in den höheren Gliedern der Methanreihe, ebenso in den Gliedern der ternären und quaternären Reihen stetig zu, und der Gehalt an H (bezw. N oder O) stetig ab. In der Äthylenreihe (C_2H_4, C_3H_6, C_4H_8, C_5H_{10}, C_6H_{12} etc.) ist, wie sich leicht übersehen läfst, der C- und H-Gehalt in allen Gliedern gleich, und endlich giebt es Reihen von Kohlenwasserstoffen (die sogen. aromatischen, z. B. C_6H_6, C_7H_8, C_8H_{10}, C_9H_{12} etc. s. u.), bei denen die höheren Glieder kohlenstoffärmer und wasserstoffreicher werden als die niederen. — Die Glieder der homologen Reihen zeigen ihrer Zusammensetzung entsprechend gewisse regelmäfsige Veränderungen in ihren physikalischen Eigenschaften: die Dampfdichte nimmt stetig zu; oft sind die niederen Glieder flüssig (auch gasförmig), die höheren fest; und in sehr vielen Fällen beobachtet man ein regelmäfsiges Steigen des Siede-, bezw. Schmelzpunktes.

5. Fettkörper und aromatische Körper.

Alle organischen Verbindungen werden in zwei Hauptklassen eingeteilt, die man durch die obigen Namen unterscheidet. Fettkörper nannte man ursprünglich nur die natürlichen Fette und deren unmittelbare Bestandteile; später reihte man ihnen analog und homolog zusammengesetzte Körper an und dehnte den Namen schliefslich auf alle Derivate derselben aus. Ihnen gegenüber stehen die aromatischen Körper, welche nicht unmittelbar von ihnen derivieren. Eine strenge Definition dieser beiden Körperklassen kann jetzt nur im Sinne der Strukturchemie gegeben werden, und zwar in der Weise, dafs man die Fettkörper als Abkömmlinge von Kohlenwasserstoffen mit offener Kohlenstoffkette, die aromatischen Körper dagegen als Abkömmlinge des einen geschlossenen Kohlenstoffring enthaltenden Benzols, C_6H_6, auffafst. Diese Einteilung beruht zwar auf durchaus hypothetischer Grundlage, findet aber in den Thatsachen, soweit sich dieselben bei dem gegenwärtigen Standpunkt der Wissenschaft übersehen lassen, ihre Bestätigung und ist für die Orientierung auf dem weiten Gebiete der organischen Chemie zu einer Notwendigkeit geworden.

Näheres über die eigentliche Bedeutung der obigen Definition wird sich bald ergeben.

Erster Abschnitt.

Fettkörper.

I. Kohlenwasserstoffe.

Verbindungen, welche nur aus Kohlenstoff und Wasserstoff bestehen.

Tabelle der wichtigsten Kohlenwasserstoffe der Fettreihe.

Methanreihe oder Paraffinreihe C_nH_{2n+2}		Siede-punkt	Spez. Gew.	Äthylenreihe C_nH_{2n}		Siede-punkt	Spez. Gew.
Methan	CH_4	Gas	0,559	—		—	—
Äthan	C_2H_6	Gas	1,036	**Äthylen**	C_2H_4	Gas	0,978
Propan	C_3H_8	Gas	—	**Propylen**	C_3H_6	Gas	1,498
Butan	C_4H_{10}	Gas	2,046	**Butylen**	C_4H_8	Gas	—
Pentan	C_5H_{12}	37°	0,628	**Amylen**	C_5H_{10}	37°	0,681
Hexan	C_6H_{14}	70°	0,668	**Hexylen**	C_6H_{12}	69°	0,699
Heptan	C_7H_{16}	98°	0,699	**Heptylen**	C_7H_{14}	95°	0,714
Oktan	C_8H_{18}	125°	0,703	**Oktylen**	C_8H_{16}	104°	0,722
Nonan	C_9H_{20}	136°	0,741	**Nonylen**	C_9H_{18}	140°	0,760
Dekan	$C_{10}H_{22}$	160°	0,770	**Decylen**	$C_{10}H_{20}$	160°	0,790
etc.	etc.			etc.	etc.		
Paraffin	zwisch. $C_{20}H_{42}$ und $C_{30}H_{60}$	360° bis 370°	0,870	**Ceroten** **Melen**	$C_{27}H_{54}$ $C_{30}H_{60}$	— —	— —

2. Die Glieder dieser beiden Reihen sind homolog, d. h., sie unterscheiden sich voneinander durch ein Plus von CH_2. Dementsprechend steigt ihr Siedepunkt, Schmelzpunkt und spezifisches Gewicht. Die ersten Glieder sind gasförmig, die mittleren flüssig, die höheren fest. Sie bilden sich bei der Zersetzung organischer, namentlich vegetabilischer Substanzen unter den verschiedenartigsten Bedingungen (Vermoderung, unvollkommene Verbrennung, trockene Destillation, Einwirkung verschiedenartiger Reagenzien) und treten meist gemischt auf. Alle, mit Ausnahme des Methans, brennen mit mehr oder weniger stark leuchtender, rufsender Flamme.

In der Natur kommen die meisten Glieder der Methan- und Äthylenreihe im Petroleum und einige der höheren Glieder auch in gewissen fossilen Harzen (Erdharz, Ozokerit etc.) vor.

Petroleum[1], **Erdöl, Steinöl, Bergöl** oder **Naphta.** Das meiste Petroleum kommt aus Nordamerika, und zwar hauptsächlich aus Pennsylvanien, geringere Mengen aus Westvirginien, Kentucky, Tennesee, sowie aus Kanada. Europa hat Erdölquellen im Kausasus, welche in neuester Zeit sehr ergiebig geworden sind und grofse Quantitäten Petroleum liefern. Ferner in der Krim, in Galizien, in Dalmatien und Kroatien, in Rumänien, bei Tegernsee in Bayern, im Elsafs bei Hagenau, Pechelbronn und Schwabweiler und neuerlich auch in Hannover bei Ölheim. Die Zusammensetzung dieser verschiedenen Erdölsorten ist nicht völlig übereinstimmend. Das amerikanische, welches den Hauptkonsum deckt, ist im rohen Zustand (Rohpetroleum) ein Gemenge fast aller Kohlenwasserstoffe der Methan- und Äthylenreihe).

Die gasförmigen niederen Glieder (bis C_4) entweichen bei der Gewinnung des Rohpetroleums aus den Bohrlöchern. Die Gasquellen in Pennsylvanien liefern so viel Gas, dafs dasselbe zur Beleuchtung und Heizung ganzer Städte (Pittsburg), zur Speisung von Hochöfen (anstatt der Kohlen), als Material zur Feuerung in verschiedenen Fabriken (z. B. Gasfabriken) und endlich wegen seines hohen Druckes (5—8 Atm.) auch zum Betriebe von Maschinen benutzt werden kann. An einem Bohrloche daselbst hatte sich das Gas entzündet und bildete (1876) eine 40 Fufs hohe Feuersäule, die aus der Ferne wie ein brennender Turm erschien und den Erdboden in einem Umkreise von 40 Fufs völlig verbrannt hat, weiterhin aber eine üppige, fast tropische Vegetation erzeugte. Ihr Getöse klang noch in einer Entfernung einer deutschen Meile wie das Gerassel eines Eisenbahnzuges, wenn er über eine Brücke fährt. — Auf der Halbinsel Abscheron brennen schon seit langer Zeit verschiedene Erdöle und Erdgasquellen (Ewige Feuer, Feueranbeter). In neuerer Zeit wird hier das Öl durch grofsartige Anlagen kunstgerecht gewonnen.

Das flüssige Erdöl, wie man es nach der Abscheidung des mit aus dem Brunnen gepumpten Wassers erhält, bildet im rohen Zustande eine dunkelgefärbte, undurchsichtige Masse, welche namentlich aus den Kohlenwasserstoffen vom Pentan und Amylen an aufwärts besteht. Wenn es zur Beleuchtung benutzt werden soll, so mufs es zuvor rektifiziert werden; dabei wird es durch fraktionierte Destillation der Hauptsache nach in folgende Anteile zerlegt:

1. Die leichter flüchtigen Kohlenwasserstoffe, welche namentlich aus Pentan, Hexan und Heptan bestehen. Sie bilden farblose, leicht entzündliche Öle, welche durch Destillation in Fraktionen von steigendem Siedepunkt getrennt werden: a. Petroleumäther, Siedep. 50—60°, hauptsächlich aus Pentan und Hexan bestehend; b. Benzin oder Petroleumbenzin, Siedep. 70—90°, hauptsächlich aus Hexan und Heptan bestehend, und c. Ligroin, Siedep. 90—120°, aus Heptan und Oktan bestehend.

Der Petroleumäther dient in der Medizin zu Hauteinreibungen bei rheumatischen Leiden. — Das Ligrion kann zur Beleuchtung dienen, doch nur in besonders konstruierten Lampen (Ligroinlampen), in denen die Flüssigkeit durch eine poröse Substanz (Schwamm) völlig aufgesaugt ist; oder es kann in der Weise benutzt werden, dafs man Luft hindurchleitet, welche sich mit den Dämpfen sättigt, die dann wie Leuchtgas verbrennen und sowohl zur Beleuchtung als auch zum Betriebe von Gaskraftmaschinen dienen.

1) lat. *petra*, Stein, und *olĕum*, Öl.

Das Benzin endlich findet ganz ausgedehnte Verwendung, besonders wegen seines Lösungsvermögens für verschiedene in Wasser unlösliche Substanzen, z. B. Fett, fettigen Schmutz, eingetrockneten Schweifs etc. (Chemische Wäsche), Öle aus pflanzlichen und tierischen Substanzen (Extraktion von Fetten, z. B. Knochenfett) etc. Da es sehr flüchtig ist, und seine Dämpfe sich leicht entzünden, so ist äufserste Vorsicht beim Gebrauch von Benzin nötig; man arbeite damit nie in der Nähe von freibrennenden Flammen. — In der „chemischen Wäsche" hat nicht selten Selbstentzündung des Benzins stattgefunden und zur Entstehung grofser Brände Veranlassung gegeben. Neuere Untersuchungen haben gezeigt, dafs das Benzin durch Reibung mit den darin bewegten Wollenstoffen elektrisch angeregt und durch die hierbei bewirkte Funkenbildung entzündet wird. Dies wird vermieden durch Zusatz von etwas Antibenzinpyrin, einer Lösung einer Magnesiaseife in Benzin und einem Mineralöl.

2. Das eigentliche Brennöl, welches aus den höher siedenden, flüssigen Kohlenwasserstoffen von Oktan und Oktylen an aufwärts besteht und im Handel vorzugsweise Petroleum genannt wird. Das Brennöl mufs möglichst frei von den leichter flüchtigen, unter 1. genannten Kohlenwasserstoffen sein, da es sonst leicht Explosionen veranlassen kann. Es wird auf seine Feuersicherheit geprüft, indem man es langsam auf eine bestimmte Temperatur (21°) erwärmt und dann die Oberfläche mit einer Flamme berührt. Hierbei darf es sich nicht entzünden. Schlecht gereinigtes Petroleum entwickelt in den Ölgefäfsen der Lampen brennbare Dämpfe, welche sich mit der für das verbrauchte Öl eindringenden Luft mischen und dann am Brenner entzünden können, wodurch das Gefäfs zertrümmert wird. Als Hauptvorsichtsmafsregel beim Gebrauch von Petroleumlampen gilt, nur solche Dochte in den Brenner einzuziehen, welche die ringförmige Öffnung desselben vollkommen ausfüllen und namentlich an der Stelle, wo die Dochtränder sich zusammenschliefsen, keinen Zwischenraum lassen.

3. Die höher siedenden Anteile, aus denen man durch fortgesetztes Fraktionieren (s. S. 295) verschiedene nutzbare Substanzen gewinnt, namentlich Paraffinöl, zum Schmieren und als Zusatz zu Schleifmitteln für Metallwaren, und Vaseline, eine farblose, geruchlose, chemisch sehr indifferente Substanz, welche die Konsistenz eines weichen Fettes besitzt und in der Medizin als Salbe, wie auch zum Schmieren feinerer Apparate benutzt wird.

4. Die teerartigen Rückstände bilden eine schwarze, schmierige Masse und werden zur Gasfarikation verwertet.

Solaröl[1] nennt man das aus dem Braunkohlen- und Torfteer durch Destillation gewonnene Öl, dessen spez. Gew. 0,825—0,835 und Siedepunkt 180—207° beträgt, und das hauptsächlich aus Kohlenwasserstoffen der Methanreihe besteht. Es dient zur Beleuchtung und kann aus Petroleumlampen gebrannt werden.

Photogen[2] ist ein leichteres und niedriger siedendes Kohlenwasserstoffgemenge aus dem Braunkohlenteer vom spez. Gew. 0,800 und Siedepunkt 132°. Benutzung ebenfalls zur Beleuchtung.

Paraffin[3] ist ein Gemenge der höchsten Kohlenwasserstoffe der Methanreihe und wird aus den letzten Destillationsprodukten des Braunkohlen- und Torfteers gewonnen. Es bildet eine farblose, wachsähnliche Masse; schmilzt je nach der Abstammung bei 40—50° (weiches Paraffin) oder 50—70° (hartes Paraffin) und wird zur Fabrikation von Kerzen benutzt.

1) lat. *sol*, die Sonne. — 2) griech. φῶς (*phōs*), Licht, und γεννᾶν (*gennan*), erzeugen. — 3) lat. *parum*, wenig, und *affīnis*, verwandt, weil es wenig Verwandtschaft zu anderen Stoffen zeigt.

3. **Struktur der Kohlenwasserstoffe.** Da die Kohlenwasserstoffe homologe Reihen bilden, so leiten sich die Formeln der höheren Glieder aus denen der niederen durch successive Substitution von CH_3 für H in den letzteren ab.

Methanreihe.

Methan	$CH_3{-}H$ (Methylwasserstoff)
Äthan	$CH_3{-}CH_3$
Propan	$CH_3{-}CH_2{-}CH_3$
Butan	$CH_3{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_3$
Pentan	$CH_3{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_3$
Hexan	$CH_3{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_3$
Heptan	$CH_3{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_3$
Oktan	$CH_3{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_3$
	etc. etc. etc.

Äthylenreihe.

(Das erste Glied CH_2 fehlt).

Äthylen	$CH_2{=}CH_2$
Propylen	$CH_2{=}CH{-}CH_3$
Butylen	$CH_2{=}CH{-}CH_2{-}CH_3$
Amylen	$CH_2{=}CH{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_3$
Hexylen	$CH_2{=}CH{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_3$
Heptylen	$CH_2{=}CH{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_3$
Oktylen	$CH_2{=}CH{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_3$
	etc. etc. etc.

Die Glieder der Methanreihe enthalten so viel Wasserstoffatome, als die vorhandenen Kohlenstoffatome überhaupt binden können, sie heifsen deshalb gesättigte oder Grenz-Kohlenwasserstoffe.

Die Glieder der Äthylenreihe dagegen enthalten 2 H-Atome weniger, als die entsprechenden der Methanreihe, deshalb fafst man ihre Struktur in der Weise auf, dafs 2 C-Atome untereinander mit 2 Valenzen verbunden sind (doppelte Bindung). Durch Lösung der doppelten Bindung zu einer einfachen können 2 Valenzen frei werden und 2 H-Atome eintreten:

$$\begin{array}{ccc}
CH_2{=}CH_2 & & CH_3{-}CH_3 \\
\text{Äthylen.} & & \text{Äthan.} \\
\begin{array}{cc} H & H \\ | & | \\ C & = C \\ | & | \\ H & H \end{array} &
\begin{array}{cc} H & H \\ | & | \\ -C & -C- \\ | & | \\ H & H \end{array} &
\begin{array}{cccc} & H & H & \\ & | & | & \\ H- & C- & C- & H \\ & | & | & \\ & H & H & \end{array}
\end{array}$$

Die Glieder der Äthylenreihe sind deshalb zu den ungesättigten Verbindungen zu rechnen.

Die Substitutionen der homologisierenden Methylgruppe CH_3 in den höheren Gliedern (von Propan und Propylen an) brauchen nicht notwendig in den endständigen CH_3-Gruppen zu geschehen, sondern können sich auch in einer der mittelständigen Gruppen vollziehen, z. B.

Propan	$CH_3{-}CH_2{-}CH_3$	Propylen	$CH_2{=}CH{-}CH_3$
Butan	$CH_3{-}CH(CH_3){-}CH_3$	Butylen	$CH_2{=}C(CH_3){-}CH_3$.

Hierdurch entstehen isomere höhere Kohlenwasserstoffe, deren Zahl um so gröfser sein wird, je gröfser die Zahl der Kohlentoffatome in die Kette des niederen Gliedes ist. Kohlenwasserstoffe von der in der obigen Übersicht gegebenen Struktur werden normale genannt. Die übrigen Isomeren unterscheidet man als anormale, symmetrische, asymmetrische, benachbarte, primäre, sekundäre, tertiäre etc., Ausdrücke, auf deren Bedeutung näher einzugehen hier nicht am Platze ist.

Aufser den Kohlenwasserstoffen der Methan- und Äthylenreihe giebt es andere mit noch geringerem Wasserstoffgehalt, von denen nur die folgenden beiden Reihen Erwähnung finden mögen:

Acetylenreihe		Diacetylenreihe	
C_nH_{2n-2}		C_nH_{2n-6}	
Acetylen	C_2H_2	—	
Allylen	C_3H_4	—	
Crotonylen	C_4H_6	Diacetylen	C_4H_2
Valerylen	C_5H_8	—	
Hexoylen	C_6H_{10}	Dipropargyl	C_6H_6

Über Acetylen s. Calciumcarbid, S. 63.

Sie sind von den Grenzkohlenwasserstoffen noch weiter entfernt und noch weniger gesättigt, als die der Äthylenreihe; man hat sich deshalb genötigt gesehen, in ihrem Molekül des Vorhandensein von dreifach gebundenen Kohlenstoffatomen anzunehmen, $-C\equiv C-$, und zwar kommt diese zweiwertige Gruppe in der Acetylenreihe einmal:

$CH\equiv CH$ (Acetylen) $CH\equiv C-CH_3$ (Allylen) $CH\equiv C-CH_2-CH_3$ (Crotonylen) etc.

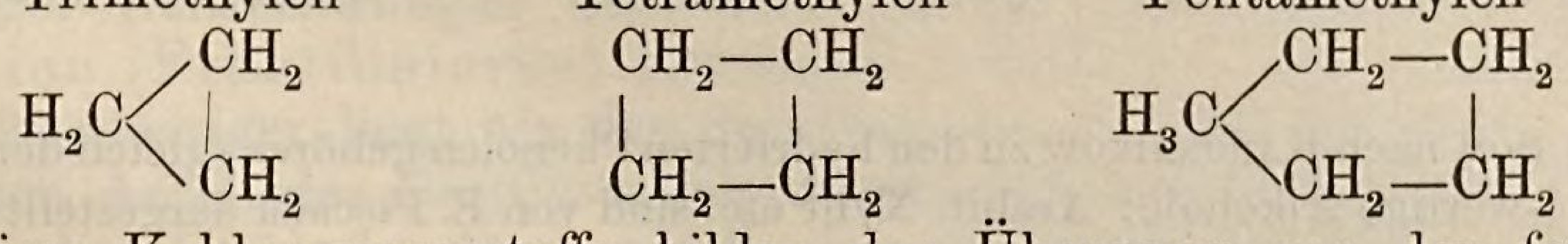
in der Diacetylenreihe zweimal vor:

$CH\equiv C-C\equiv CH$ (Diacetylen.) $CH\equiv C-CH_2-CH_2-C\equiv CH$ (Dipropargyl.)

Das Charakteristische aller Kohlenwasserstoffe der Fettreihe besteht darin, dafs die einzelnen Kohlenstoffatome derselben zu einer zusammenhängenden Kette verbunden sind, welche an beiden Enden offen ist, so dafs man endständige und mittelständige C-Atome unterscheiden kann. Da alle Verbindungen der Fettreihe als Derivate (Abkömmlinge) der Kohlenwasserstoffe anzusehen sind, so gilt die offene Kohlenstoffkette überhaupt als eine wesentliche und charakteristische Eigenschaft der Fettkörper (S. 288), während, wie sich später zeigen wird, für die aromatischen Körper eine ringförmige Gruppierung der Kohlenstoffatome charakteristisch ist.

Nun aber sind in neuester Zeit Verbindungen bekannt geworden, welche zwar offenbar der Fettreihe angehören, deren Kohlenstoffatome aber nicht zu einer offenen Kette, sondern wie bei den aromatischen Körpern zu einem Ringe angeordnet sind. Diese müssen als Abkömmlinge von Kohlenwasserstoffen aufgefafst werden, welche aus drei oder mehreren CH_2-Gruppen bestehen. Eine Verbindung CH_2 würde, wenn sie im freien Zustande existierte, das erste (unbekannte) Glied der Äthylenreihe, also Methylen, zu nennen sein. Deshalb nennt man die oben erwähnten Kohlenwasserstoffe, insofern sie aus mehreren Methylenen zusammengesetzt sind, Polymethylenverbindungen, und zwar

Trimethylen Tetramethylen Pentamethylen



Diese Kohlenwasserstoffe bilden den Übergang von der fetten zur aromatischen Reihe.

II. Alkohole.

4. Mit diesem Namen bezeichnet man eine Reihe von Körpern, welche man als Hydroxylderivate der Kohlenwasserstoffe auffassen kann, d. h. als Kohlenwasserstoffe, in denen ein oder mehrere Atome H durch eine entsprechende Zahl von Hydroxylgruppen ersetzt sind. Hiernach unterscheidet man einatomige (oder einsäurige) und mehratomige (oder mehrsäurige) Alkohole, z. B.

C_2H_6 (Äthan.) $C_2H_5(OH)$ (einatomiger Alkohol.) $C_2H_4(OH)(OH)$ oder $C_2H_4(OH)_2$ (zweiatomiger Alkohol.)

Die Alkohole bilden, wie die Kohlenwasserstoffe, homologe Reihen, deren Glieder sich durch steigenden Kohlenstoffgehalt und Siedepunkt unterscheiden. Sie werden meistens aus Pflanzensubstanzen gewonnen, können aber auch auf künstlichem Wege dargestelt werden.

Tabelle der wichtigsten Alkohole der Fettreihe.

Namen	Formel	Siedepunkt	Vorkommen und Darstellung
Einatomige oder einsäurige.			
Methylalkohol oder **Holzgeist**, dünnflüssig . . .	$CH_4O = CH_3(OH)$	66°	Aus Holzteer.
Äthylalkohol oder **Weingeist**, dünnflüssig . . .	$C_2H_6O = C_2H_5(OH)$	78°	Aus Zucker.
Propylalkohol, dünnflüssig	$C_3H_8O = C_3H_7(OH)$	97°	Aus Weinfuselöl.
Butylalkohol, dünnflüssig .	$C_4H_{10}O = C_4H_9(OH)$	116°	Aus Zucker.
Amylalkohol oder **Fuselöl**, ölig	$C_5H_{12}O = C_5H_{11}(OH)$	132°	Aus Kartoffelfuselöl.
Hexylalkohol, ölig . . .	$C_6H_{14}O = C_6H_{13}(OH)$	153°	Aus den Samen von *Heracleum giganteum*
Heptylalkohol, ölig . . .	$C_7H_{16}O = C_7H_{15}(OH)$	175°	Aus Ricinusöl.
Oktylalkohol, ölig . . .	$C_8H_{18}O = C_8H_{17}(OH)$	192°	Aus den Samen von *Heracleum giganteum*
etc. etc.			
Cetylalkohol oder **Äthal**, fest	$C_{16}H_{34}O = C_{16}H_{33}(OH)$	344°	Aus dem Walrat.
Myricylalkohol, fest . .	$C_{30}H_{62}O = C_{30}H_{61}(OH)$	—	Aus dem Bienenwachs
Mehratomige oder mehrsäurige.			
Glykol, flüssig, (zweiatomig)	$C_2H_6O_2 = C_2H_4(OH)_2$	197°	Aus Äthylen.
Glycerin, flüssig (dreiatomig)	$C_3H_8O_3 = C_3H_5(OH)_3$	200°	Aus Fetten.
Erythrit, fest (vieratomig)	$C_4H_{10}O_4 = C_4H_6(OH)_4$	—	Aus gewissen Flechten.
Quercit,[1] fest (fünfatomig)	$C_5H_{12}O_5 = C_5H_7(OH)_5$	—	Aus den Eicheln.
Mannit, fest (sechsatomig)	$C_6H_{14}O_6 = C_6H_8(OH)_6$	—	Aus der Manna.

1) Soll nach Kanonnikow zu den hydrierten Phenolen gehören (gleich dem Inosit). Wahre 5-wertige Alkohole: Arabit, Xylit etc. sind von E. Fischer dargestellt worden.

Die Alkohole zeigen in ihrem Verhalten eine gewisse Analogie mit den Metallbasen oder den Hydroxyden der Mineralchemie. Wie diese

tauschen sie ihr Hydroxyl (OH) gegen Säurerest und Halogene aus und bilden damit Verbindungen, die man mit den Salzen vergleichen kann und zusammengesetzte Äther oder Ester (s. S. 305) nennt, z. B.

$$C_2H_5(OH) + H(NO_3) = C_2H_5(NO_3) + H_2O.$$

Äthylalkohol. Salpetersäurehydrat. Salpetersäureäthylester. Wasser.

Dieser Austausch erfolgt nach den Wertigkeitsverhältnissen der Säurereste, indem ein Hydroxyl (OH) stets nur durch einen einwertigen Säurerest ersetzt werden kann (wie oben). Sind zwei oder mehrere Hydroxyle vorhanden, so können dafür auch zwei oder mehrere einwertige Säurereste eintreten, z. B. beim Glykol zwei, beim Glylcerin drei etc. Hierauf beruht die Unterscheidung der Alkohole in einsäurige, zweisäurige, dreisäurige etc. Da bei dieser Wechselzersetzung, sowie auch noch bei zahlreichen anderen Reaktionen der Alkohole, die mit dem Hydroxyl verbundenen Atomgruppen in den verschiedenen Alkoholen ihren Zusammenhang bewahren, so werden sie Radikale, und zwar Alkoholradikale oder auch Alkyle, genannt. Die Radikale der einsäurigen Alkohole sind demnach:

Radikale der einsäurigen Fettalkohole.

Methyl CH_3	Butyl C_4H_9	Heptyl C_7H_{15}
Äthyl C_2H_5	Amyl C_5H_{11}	Oktyl C_8H_{17}
Propyl C_3H_7	Hexyl C_6H_{13}	Cetyl $C_{16}H_{33}$.

Die Alkoholradikale verhalten sich den Metallen analog, können aber nicht isoliert werden (analog dem gleichfalls nicht isolierbaren Ammonium).

5. **Methylalkohol** oder **Holzgeist**, $CH_3(OH)$, bildet einen Bestandteil des Holzessigs, welcher bei der trockenen Destillation des Holzes zugleich mit dem Holzteer gewonnen wird. Dieser wird mit Kalk destilliert und das Destillat (Holzgeist) durch Rektifikation gereinigt. — Farblose, leicht bewegliche, eigentümlich riechende Flüssigkeit; Siedepunkt 66°; spez. Gew. 0,814; in jedem Verhältnis mit Wasser mischbar. Der rohe Holzgeist dient zum Denaturieren des Äthylalkohols, zur Firnisbereitung (Auflösung von Harz) und als Brennmaterial.

Äthylalkohol oder **Weingeist**, auch schlechtweg Alkohol genannt, $C_2H_5(OH)$; farblose, leicht bewegliche, angenehm riechende Flüssigkeit; Siedepunkt 78°, spez. Gew. 0,794; in jedem Verhältnis mit Wasser mischbar, wird selbst bei —100° noch nicht fest; brennt mit bläulicher, wenig leuchtender Flamme. Der Äthylalkohol bildet sich bei der Gärung wässeriger Zuckerlösungen und wird daraus durch fraktionierte Destillation (Fraktionieren) gewonnen (s. Gärung). Da sein Siedepunkt etwa 22° niedriger liegt als der des Wassers, so sind bei guter Kühlung die ersten Anteiledes Destillats sehr reich an Alkohol und arm an Wasser; später gehen Gemische über, welche immer ärmer an Alkohol und reicher an Wasser werden, und die letzten Anteile bestehen nur aus Wasser.

Versuch. Man mische 1 Volum Alkohol mit 2 Volumen Wasser, bringe das Gemenge in eine tubulierte Retorte mit eingesenktem Thermometer und destilliere unter Benutzung eines Kühlapparates (Fig. 245) langsam. Die Destillation beginnt etwas über 78° und setzt sich dann bei stetig steigender Siedetemperatur fort. Das Destillat fange man in einzelnen Fraktionen in kleinen Kölbchen auf.

Die ersten Fraktionen riechen stark nach Alkohol und lassen sich leicht entzünden, die späteren nicht mehr.

Zur Bestimmung der Stärke des Alkohols dient das Alkoholometer, dessen Anwendung darauf beruht, dafs ein in einer Flüssigkeit schwimmender Körper um so tiefer einsinkt, je geringer das spezifische Gewicht

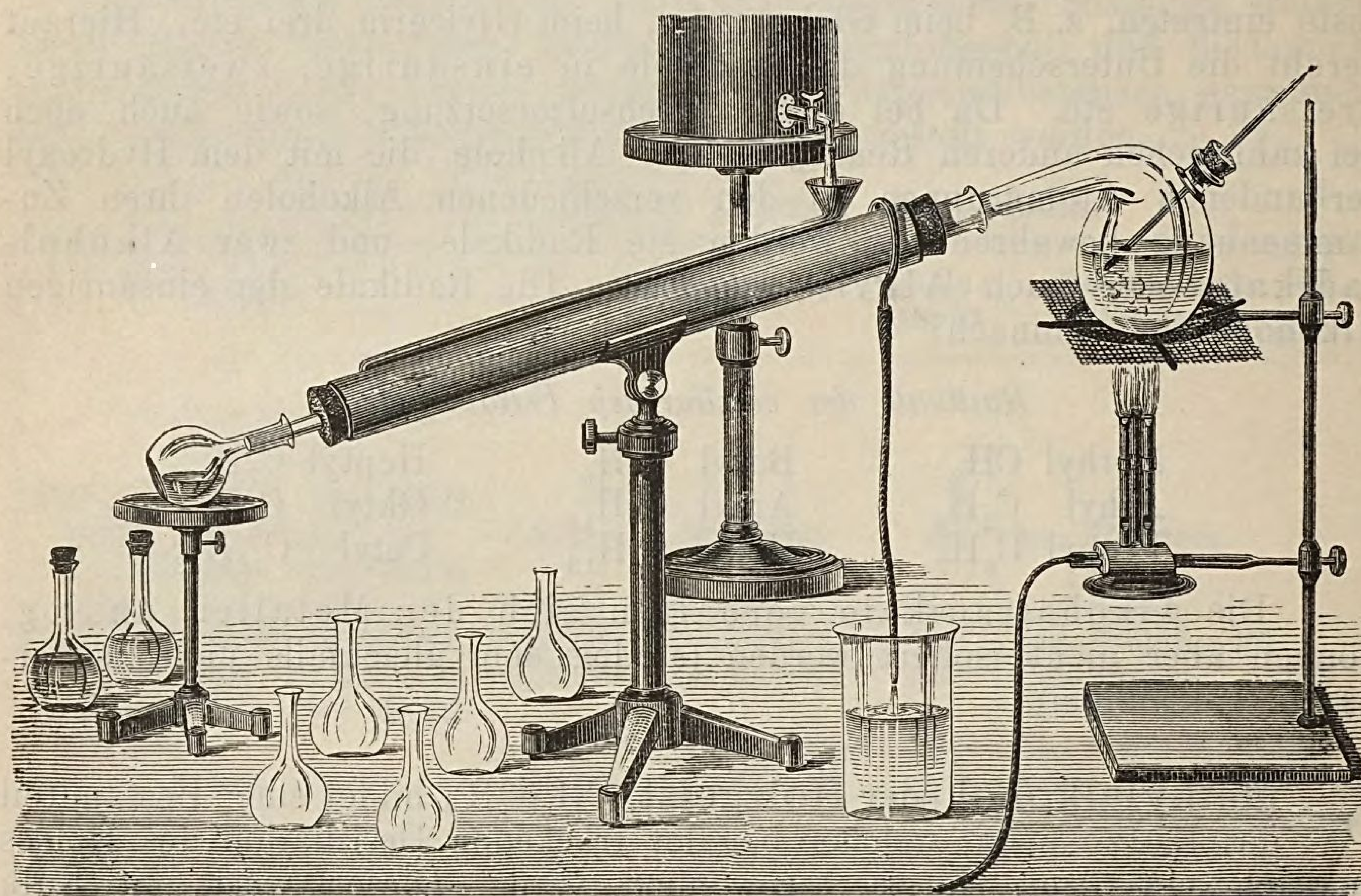


Fig. 245. Fraktionierte Destillation von flüssigem Alkohol.

der Flüssigkeit ist. Früher war das von Tralles konstruierte Alkoholometer in Gebrauch, dessen 100teilige Skala den Prozentgehalt nach Volumen angiebt; dafür ist jetzt das Gewichtsalkoholometer eingeführt, dessen Grade Gewichtsprozenten entsprechen. Jeder Grad entspricht zugleich einem bestimmten spezifischen Gewicht; z. B. nach der Skala von Tralles:

1°	20°	30°	40°	50°	60°	70°	80°	90°	100°	Tr.
0,998	0,976	0,966	0,952	0,935	0,914	0,891	0,865	0,835	0,794	spez. Gew.

Der Alkohol wird teils als Brennmaterial (Brennspiritus), teils als Lösungsmittel für ätherische Öle (Essenzen) und Harze (Firnisse, Lacke) benutzt; auch dient er in der Pharmazie zur Extraktion verschiedener Drogen (Tinkturen). Er bildet ferner einen wesentlichen Bestandteil der sogenannten geistigen Getränke. In verdünntem Zustand wirkt er berauschend, in konzentriertem Zustand als Gift (s. Nahrungs-

mittel). Alkohol von 100 p. c. heiſst absoluter Alkohol. Er läſst sich nicht durch fraktionierte Destillation, sondern nur unter Anwendung von wasserentziehenden Mitteln (gebrannter Kalk, Chlorcalcium etc.) von den letzten wässerigen Anteilen befreien. — Denaturierter Alkohol ist mit 5 % Holzgeist und 0,5 % Pyridin versetzt.

Amylalkohol[1] oder **Fuselöl,** $C_5H_{11}(OH)$, Siedepnnkt 132°, spez. Gew. 0,830. Ölige Flüssigkeit von unangenehmem, zum Husten reizendem Geruch. In Wasser schwerer löslich als der Äthylalkohol, bildet sich namentlich neben Äthylalkohol in geringer Menge bei der Darstellung des Kartoffelbranntweins (s. Gärung) und läſst sich von jenem nur durch sorgfältige Reinigung trennen. Sein Geschmack ist widerwärtig brennend; in verdünnten Lösungen wirkt er berauschend, in konzentriertem Zustand giftig; er brennt mit leuchtender Flamme.

6. **Glycerin**[2], $C_3H_5(OH)_3$, ein dreiatomiger Alkohol, d. h. die Trihydroxylverbindung des dreiatomigen Radikals Glyceryl C_3H_5. Siedepunkt gegen 200°, spez. Gew. 1,26; bildet sich bei der Alkoholgärung des Zuckers in geringer Menge (daher sein Vorkommen in Wein und Bier) und ist ein Bestandteil der Fette, bei deren Verarbeitung (zu Seifen und Kerzen) es als Nebenprodukt gewonnen wird; sirupartige, stark süſs schmeckende Flüssigkeit; in Wasser und Alkohol löslich. Erstarrt in reinem Zustand, wenn es sehr langsam abgekühlt wird, schon etwas unter 0°, seine wässerigen Lösungen aber gefrieren erst bei weit niedrigerer Temperatur. So läſst sich z. B. eine Mischung von 2 Teilen Glycerin und 1 Teil Wasser auf −17°, und eine solche von 1 Teil Glycerin und 1 Teil Wasser bis auf −30° abkühlen, ehe sie gefriert. Das Glycerin findet wegen seiner physikalischen Eigenschaften (süſser Geschmack, Dickflüssigkeit, Schwerflüchtigkeit, Unveränderlichkeit und Nichtkrystallisierbarkeit) vielfältig Anwendung: bei der Likörfabrikation, zum Konservieren von Früchten, als Zusatz zum Bier und Wein, zum Extrahieren leicht veränderlicher Farb- und Riechstoffe, als Sperrflüssigkeit für Gasuhren, in der Medizin als Heilmittel gegen Hautkrankheiten, sowie als Zusatz zu Seifen, Pomaden und Salben. Mit Leimlösung bei gelinder Wärme zusammengeschmolzen, bildet es nach dem Erstarren eine weiche, elastische Masse, welcher zur Herstellung von Buchdruckerwalzen und als Hektographenmasse dient.

Nitroglycerin, $C_3H_5(NO_3)_3$. Setzt man Glycerin allmählich und in kleinen Mengen zu einem Gemisch aus gleichen Volumen konzentrierter Schwefel- und Salpetersäure, so löst es sich darin auf und bildet eine dickliche, schwere, in Wasser untersinkende Flüssigkeit. Durch nachträgliches Auswaschen mit Wasser und Trocknen erhält man ein farbloses Öl von obiger Zusammensetzung, welches gewöhnlich Nitroglycerin genannt wird; es besitzt einen süſslichen Geschmack und wirkt, innerlich

1) lat. *amylum*, die Stärke, weil er sich (neben Äthylalkohol) bei der Gärung der (verzuckerten) Stärke bildet (s. Gärung). — 2) griech. *γλυκύς* (*glykýs*) süſs.

genommen, giftig. Bei strenger Kälte (—15 bis 20°) erstarrt es krystallinisch. Es ist ein höchst explosiver Körper und wird deshalb als Sprengmittel (NOBEL'sches Sprengöl) benutzt. Die Heftigkeit der Explosion erklärt sich leicht, wenn man erwägt, dafs in jedem Molekül 9 O-Atome enthalten sind, welche mehr als ausreichend sind, um den C vollständig zu Kohlensäure und den H vollständig zu Wasser zu oxydieren, wobei der ganze Stickstoff frei wird. Das hierbei entwickelte Gasvolum beträgt etwa das 1000fache des Nitroglycerins (beim Schiefspulver nur das 300fache). Die Explosion kann durch Schlag und rasches Erhitzen bewirkt werden; ein schlecht ausgewaschenes Präparat kann sich freiwillig (spontan) entzünden. — Dynamit[1] ist ein festes Gemenge aus Nitroglycerin und Kieselguhr; Sprenggelatine eine Auflösung von Schiefsbaumwolle (s. Kohlehydrate) in Nitroglycerin.

Struktur der Alkohole. Fafst man die Alkohole, der oben gegebenen Definition entsprechend, als Hydroxylderivate der Kohlenwasserstoffe auf, so ergiebt sich daraus ihre Struktur von selbst, z. B. für die Alkohole der normalen Methankohlenwasserstoffe:

Methanreihe.		Einsäurige Alkohole.	
Methan	$H—CH_3$	Methylalkohol	$H—CH_2.OH$
Äthan	$CH_3—CH_3$	Äthylalkohol	$CH_3—CH_2.OH$
Propan	$CH_3—CH_2—CH_3$	Propylalkohol	$CH_3—CH_2—CH_2.OH$
Butan	$CH_3—CH_2—CH_2—CH_3$	Butylalkohol	$CH_3—CH_2—CH_2—CH_2.OH$
	etc.		etc.

Charakteristisch für diese Alkohole ist die Gruppe CH_2OH, welche man deshalb auch die Alkoholgruppe nennt. Da aber die Hydroxylgruppe auch in eine der mittelständigen Gruppen CH_2 treten kann, wodurch dann eine Gruppe CH.OH entsteht, so ist hierdurch die Möglichkeit der Bildung isomerer Alkohole gegeben, deren in der That auch eine reichliche Anzahl existiert. Dafs sich auch von den nicht normalen Kohlenwasserstoffen Alkohole ableiten lassen, wodurch sich die Zahl der Isomeren noch mehr vergröfsert, mag hier nur erwähnt sein.

III. Säuren.

7. Der Charakter der organischen Säuren wird durch das Vorhandensein einer oder mehrerer Carboxylgruppen (CO.OH) (S. 286) bedingt. Die Zahl derselben ist aufserordentlich grofs. Sie bilden zahlreiche homologe Reihen. Hier können nur einige der wichtigeren aufgeführt werden.

1. Eigentliche Fettsäuren.

Alle eigentlichen Fettsäuren haben eine der allgemeinen Formel $C_nH_{2n}O_2$ entsprechende Zusammensetzung. Sie bilden eine Reihe mit zahlreichen homologen Gliedern von C_1 bis C_{30}, von denen die meisten

1) griech. δύναμις (*dynamis*), die Kraft, wegen der Heftigkeit seiner explosiven Wirkung.

bekannt sind. Sie sind als Carboxylderivate der Grenzkohlenwasserstoffe zu betrachten:

$$\begin{array}{llll} CH_3.H & C_2H_5.H & C_3H_7.H & C_4H_9.H \\ CH_3.COOH & C_2H_5.COOH & C_3H_7.COOH & C_4H_9.COOH. \end{array}$$

Reihe der eigentlichen Fettsäuren.

Namen der Säure	Formel $C_nH_{2n}O_2$	Siede-punkt	Vorkommen und Darstellung
Ameisensäure, dünnflüssig	$CH_2O_2 = HCO_2H$	99°	In den Ameisen.
Essigsäure, dünnflüssig	$C_2H_4O_2 = CH_3(CO_2H)$	118°	Aus Äthylalkohol.
Propionsäure, dünnflüssig	$C_3H_6O_2 = C_2H_5(CO_2H)$	141°	Im Schweifs, im Holzessig.
Buttersäure, dünnflüssig	$C_4H_8O_2 = C_3H_7(CO_2H)$	162°	In der Butter, im Schweifs.
Valeriansäure, ölig	$C_5H_{10}O_2 = C_4H_9(CO_2H)$	174°	In der Baldrianwurzel.
Capronsäure, „	$C_6H_{12}O_2 = C_5H_{11}(CO_2H)$	200°	In der Butter, im Schweifs.
Önanthsäure, „	$C_7H_{14}O_2 = C_6H_{13}(CO_2H)$	223°	Im Weinfuselöl.
Caprylsäure, „	$C_8H_{16}O_2 = C_7H_{15}(CO_2H)$	236°	In der Butter, im Schweifs.
Pelargonsäure, „	$C_9H_{18}O_2 = C_8H_{17}(CO_2H)$	251°	I. Öl v. *Pelargonium roseum.*
Caprinsäure, fest	$C_{10}H_{20}O_2 = C_9H_{19}(CO_2H)$	270°	In der Butter, im Schweifs.
etc.	etc.		
		Schmelzpunkt	
Palmitinsäure, fest	$C_{16}H_{32}O_2 = C_{15}H_{31}(CO_2H)$	62°	In den Fetten.
Stearinsäure, „	$C_{18}H_{36}O_2 = C_{17}H_{35}(CO_2H)$	70°	In den Fetten.
Cerotinsäure, „	$C_{27}H_{54}O_2 = C_{26}H_{53}(CO_2H)$	78°	Im Bienenwachs.
Melissinsäure, „	$C_{30}H_{60}O_2 = C_{29}H_{59}(CO_2H)$	88°	Aus Myricylalkohol.

Die eigentlichen Fettsäuren bilden einen Bestandteil der natürlichen Fette (s. Äther). Sie entstehen aber auch der Mehrzahl nach durch Oxydation der entsprechenden einsäurigen Alkohole mit gleichem Kohlenstoffgehalt, z. B. Essigsäure aus Äthylalkohol:

$$\underset{\text{Äthylalkohol.}}{CH_3.CH_2OH} + 2O = \underset{\text{Essigsäure.}}{CH_3.COOH} + H_2O$$

$$\underset{\text{Amylalkohol.}}{C_4H_9.CH_2OH} + 2O = \underset{\text{Valeriansäure.}}{C_4H_9.COOH} + H_2O.$$

Bei dieser Oxydation werden also in der Alkoholgruppe CH_2OH zwei Atome H durch ein Atom O vertreten, so dafs diese in die Carboxylgruppe COOH übergeht. Die beiden ersten Glieder der Fettsäurereihe, Ameisensäure und Essigsäure, können den stärkeren Mineralsäuren an die Seite gestellt werden: sie röten Lackmus, schmecken scharf sauer, treiben Kohlensäure aus Karbonaten aus und neutralisieren starke Basen vollständig. Bei den höheren Gliedern tritt die saure Reaktion mehr und mehr zurück, doch bilden auch sie mit Basen wohlcharakterisierte Salze. Hierbei wird der Wasserstoff des Carboxyls gegen ein einwertiges Metall ausgetauscht, z. B.

$$\underset{\text{Essigsäure.}}{CH_3.COOH} + KOH = \underset{\text{Kaliumacetat.}}{CH_3.COOK} + H_2O$$

Die Fettsäuren sind also monohydrisch oder einbasisch, und zur Neutralisation der Hydroxyde mehrwertiger Metalle sind deshalb mehrere Moleküle der Fettsäuren erforderlich, z. B.

$$\begin{matrix} C_4H_9.COOH \\ C_4H_9.COOH \\ \text{Valeriansäure.} \end{matrix} + Ca(OH)_2 = \begin{matrix} C_4H_9.COO \\ C_4H_9.COO \\ \text{Calciumvalerianat.} \end{matrix} > Ca + 2\,H_2O$$

Auch den Alkoholen gegenüber verhalten sich die Fettsäuren den Mineralsäuren analog, indem sie wie diese ihren Wasserstoff gegen Alkoholradikale austauschen und neutrale Verbindungen geben, welche den anorganischen Salzen vergleichbar sind.

$$\underset{\text{Essigsäure.}}{CH_3COOH} + \underset{\text{Äthylalkohol.}}{C_2H_5.OH} = \underset{\text{Essigsaures Äthyl.}}{CH_3.COO(C_2H_5)} + \underset{\text{Wasser.}}{H_2O}$$

Die hierbei entstehenden Verbindungen gehören den zusammengesetzten Äthern (Estern) an (s. S. 305).

Bei allen diesen Reaktionen tritt, wie man sieht, stets nur der Wasserstoff des Carboxyls aus und wird entweder durch ein Metall oder ein Alkyl ersetzt, ganz wie bei den Mineralsäuren:

$$(NO_3)H + K(OH) = (NO_3)K + H_2O$$
$$(CH_3.COO)H + K(OH) = (CH_3.COO)K + H_2O.$$

Die mit dem Wasserstoff verbundene Gruppe behält also ihren vollen Zusammenhang und wird bei den organischen Säuren ebenso wie bei den Mineralsäuren der Säurerest genannt.

Die Säuren können aber unter gewissen Umständen noch eine etwas weiter gehende Zersetzung erleiden, indem sie nicht bloſs H, sondern (OH) abgeben und mit dem nun verbleibenden Rest andere Verbindungen eingehen, insbesondere mit einem Halogen oder auch mit der Amidgruppe NH_2. So entstehen z. B. durch Behandlung vieler organischer Säuren mit Phosphorpentachlorid PCl_5 die sogenannten Säurechloride

$$\underset{\text{Essigsäure.}}{CH_3.CO.OH} + PCl_5 = \underset{\text{Essigsäurechlorid.}}{CH_3.CO.Cl} + POCl_3 + HCl$$

Solche Säurereste, welche sich durch ein Minus von OH von den Säuren unterscheiden, werden Säureradikale genannt und haben, wie die Alkoholradikale, besondere Namen erhalten.

Radikal der:	*Namen.*	*Formel.*
Ameisensäure	Formyl	CHO
Essigsäure	Acetyl	C_2H_3O
Propionsäure	Propionyl	C_3H_5O
Buttersäure	Butyryl	C_4H_7O
Valeriansäure	Valeryl	C_5H_9O
Capronsäure	Capronyl	$C_6H_{11}O$
Önanthsäure	Önanthyl	$C_7H_{13}O$
Caprylsäure	Caprylyl	$C_8H_{15}O$
Pelargonsäure	Pelargonyl	$C_9H_{17}O$
Caprinsäure	Caprinyl	$C_{10}H_{19}O$
etc.	etc.	etc.

Ameisensäure (*Acidum formicicum*), CH_2O_2, farblose, an der Luft schwach rauchende Flüssigkeit von stark saurem Geruch, erstarrt bei -1^0, siedet bei 99^0, wirkt, auf die Haut gebracht, stark ätzend und veranlafst schmerzhaft eiternde Wunden; mischt sich in allen Verhältnissen mit Wasser und besitzt in verdünntem Zustand einen angenehm sauren Geschmack. — Vorkommen im freien Zustand in der roten Waldameise (*Formica rufa*), welche sie als Verteidigungsmittel von sich spritzt, ferner in der Prozessionsraupe (*Bombyx processionea*), im Safte der Brennnesselhaare, in den Fichtennadeln und in verschiedenen anderen Pflanzen und Pflanzenteilen, sowie (im gebundenen Zustande) in manchen tierischen Sekreten, z. B. im Schweifs des Menschen.

Durch Destillation von Alkohol über roten Waldameisen erhält man den Ameisenspiritus, welcher erfrischend riecht und wegen seines geringen Gehaltes an Ameisensäure zu Hauteinreibungen benutzt wird. Die Ameisensäure bildet mit den Metallbasen eine Reihe wohlcharakterisierter Salze.

8. **Essigsäure** (*Acidum aceticum*), $C_2H_4O_2$, farblose, stark sauer riechende Flüssigkeit, welche bei Temperaturen unter 0^0 zu farblosen Krystallen erstarrt, die erst bei $+17^0$ wieder schmelzen (Eisessig); siedet bei 118^0, mischt sich in allen Verhältnissen mit Wasser und schmeckt in verdünnter Lösung angenehm sauer. — Vorkommen im freien Zustand in einigen Pflanzensäften und im gebundenen in einigen Organen und Sekreten des tierischen Organismus (Milz, Muskeln, Schweifs). Als Essig (s. Gärung) dient sie zur Zubereitung und Aufbewahrung der Nahrungsmittel.

Mit Basen bildet die Essigsäure eine Reihe wohlcharakterisierter Salze (Acetate), z. B. Natriumacetat, $Na(C_2H_3O_2) + 3H_2O$, Calciumacetat, $Ca(C_2H_3O_2)_2$, Aluminiumacetat (neutrales) nur in Lösung bekannt, Bleiacetat oder Bleizucker, $Pb(C_2H_3O_2)_2 + 3H_2O$, Kupferacetat, $Cu(C_2H_3O_2)_2 + H_2O$.

Das Natriumacetat wird in einigen Ländern zum Füllen von Wärmflaschen, besonders für die Erwärmung von Eisenbahnwagen, benutzt. Das Salz krystallisiert mit 3 Molekülen Wasser und schmilzt bei 59^0. Hierbei werden pro Kilogramm des Salzes ungefähr 94 Cal. Wärme latent, welche beim Erstarren wieder abgegeben werden. Erwärmt man ein mit dem krystallisierten Salz gefülltes, gut verschlossenes Metallgefäfs bis 80^0, so giebt dasselbe beim Erkalten zwischen 80^0 und 59^0 zuerst die überschüssige freie Wärme ab und erhält sich dann auf dieser Temperatur so lange, bis die ganze Masse des Salzes krystallisiert ist; erst dann tritt weitere Abkühlung ein. Aus diesem Grunde bleiben derartige Wärmflaschen viel länger warm, als wenn sie mit Wasser von der gleichen Temperatur gefüllt wären.

Das Aluminiumacetat, welches durch Wechselzersetzung der Lösungen von Bleiacetat und Aluminiumsulfat gewonnen wird, dient wie letzteres als Beizmittel in der Färberei (s. Farbstoffe) und in der Medizin als zusammenziehendes oder adstringierendes Mittel.

Der Bleizucker wird im Grofsen durch Auflösen gemahlener Bleiglätte in Essig und Krystallisieren der Lösung dargestellt. Er dient als Ausgangspunkt zur Darstellung verschiedener Bleisalze (z. B. Chromgelb) und andererseits zur Gewinnung von Acetaten (z. B. Aluminiumacetat, s. o.).

Das Kupferacetat bildet als basisches Salz ($2Cu[C_2H_3O_2]_2 + CuO$), den Grünspan, welcher durch Einwirkung von Essig auf Kupferplatten unter Zutritt von Luft dargestellt wird und durch Anrühren mit einer siedenden Lösung von arseniger Säure das Schweinfurter Grün liefert.

Butter-, Capron-,[1] **Capryl-**[1] und **Caprinsäure**[1] sind widerwärtig (schweifsartig) riechende Substanzen von brennendem, kratzendem (ranzigem) Geschmack. Die ersten drei sind bei gewöhnlicher Temperatur flüssig, die letzte fest. Sie bilden einen Bestandteil des Butterfettes, dem sie beim Ranzigwerden den bekannten, widerwärtigen Geruch und Geschmack verleihen (s. Fette).

Palmitinsäure (*Acidum palmitinicum*), $C_{16}H_{32}O_2$, als Bestandteil der Fette im Tier- und Pflanzenreiche allgemein verbreitet, besonders im Palmöl; schuppig krystallinisch, bei 62° schmelzend und nach dem Abkühlen zu einer weifsen, ziemlich harten Masse erstarrend, in Wasser unlöslich. Benutzung bei der Fabrikation der Seife.

Stearinsäure[2] (*Acidum stearinicum*), $C_{18}H_{36}O_2$, grofsblätterige, krystallinische Masse, bei 70° schmelzend und beim Abkühlen zu einer weifsen, ziemlich harten, krystallinischen Masse erstarrend. Vorkommen in fast allen, namentlich den festen Fetten (Talgarten) des Tier- und Pflanzenreichs. Benutzung zur Fabrikation von Stearinkerzen, welche gröfstenteils aus Stearinsäure und Palmitinsäure bestehen.

2. Säuren anderer Reihen.

9. Aufser den eigentlichen Fettsäuren giebt es in der Fettreihe noch eine aufserordentlich grofse Zahl anderer homologer Säurereihen, von denen hier nur die folgenden Glieder aufzuzählen sind.

Ölsäure oder **Oleïnsäure** (*Acidum oleïnicum*), $C_{18}H_{34}O_2 = C_{17}H_{33}.COOH$. Einbasisch; farbloses Öl, welches bei niedriger Temperatur erstarrt und erst bei 14° wieder schmilzt. Geruchlos und geschmacklos. Sie bildet neben Palmitin- und Stearinsäure einen Hauptbestandteil der meisten, namentlich der halbfesten und flüssigen Fette oder Öle. Sie gehört einer Reihe $C_nH_{2n-2}O_2$ an, deren Glieder sich von den entsprechenden Gliedern der Fettsäurereihe durch ein Minus von H_2 unterscheiden.

Milchsäure (*Acidum lacticum*), $C_3H_6O_3 = C_2H_4(OH)COOH$. Einbasisch. Dickflüssiges, in Wasser und Alkohol lösliches Öl von saurem Geschmack. Bildet sich durch Gärung verschiedener Zuckerarten, z. B. beim Sauerwerden der Milch aus dem Milchzucker, bei der Gärung des Sauerkrautes etc. (Gärungsmilchsäure) und ist auch in der Fleischflüssigkeit enthalten (Fleischmilchsäure). Sie gehört einer Reihe $C_nH_{2n}O_3$ an, deren Glieder sich von den entsprechenden Gliedern der Fettsäurereihe

1) lat. *caper*, der Bock, wegen des Bocksgeruchs dieser Säuren. — 2) griech. στέαρ (*stéar*), Talg, Fett.

durch ein Plus von O unterscheiden und deshalb Oxysäuren genannt werden. Die Milchsäure ist Oxypropionsäure.

Oxalsäure oder **Kleesäure** (*Acidum oxalicum*), $C_2H_2O_4$ = COOH. COOH. Zweibasisch. Krystallisiert mit 2 Mol. Wasser $C_2H_2O_4 + 2H_2O$ in farblosen, nadelförmigen Prismen von scharf saurem Geschmack (giftig), welche sich beim Erhitzen mit Schwefelsäure in Kohlenoxyd, Kohlensäure und Wasser zerlegen (Fig. 246) [T. § 114].

$$C_2H_2O_4 = CO + CO_2 + H_2O.$$

Sie gehört einer Reihe $C_nH_{2n-2}O_4$ an, deren Glieder zu den entsprechenden Gliedern der Fettsäuren in der Beziehung stehen, daſs ein Atom H in den letzteren durch eine Carboxylgruppe ersetzt ist.

H.COOH	COOH.COOH
Ameisensäure.	Oxalsäure.

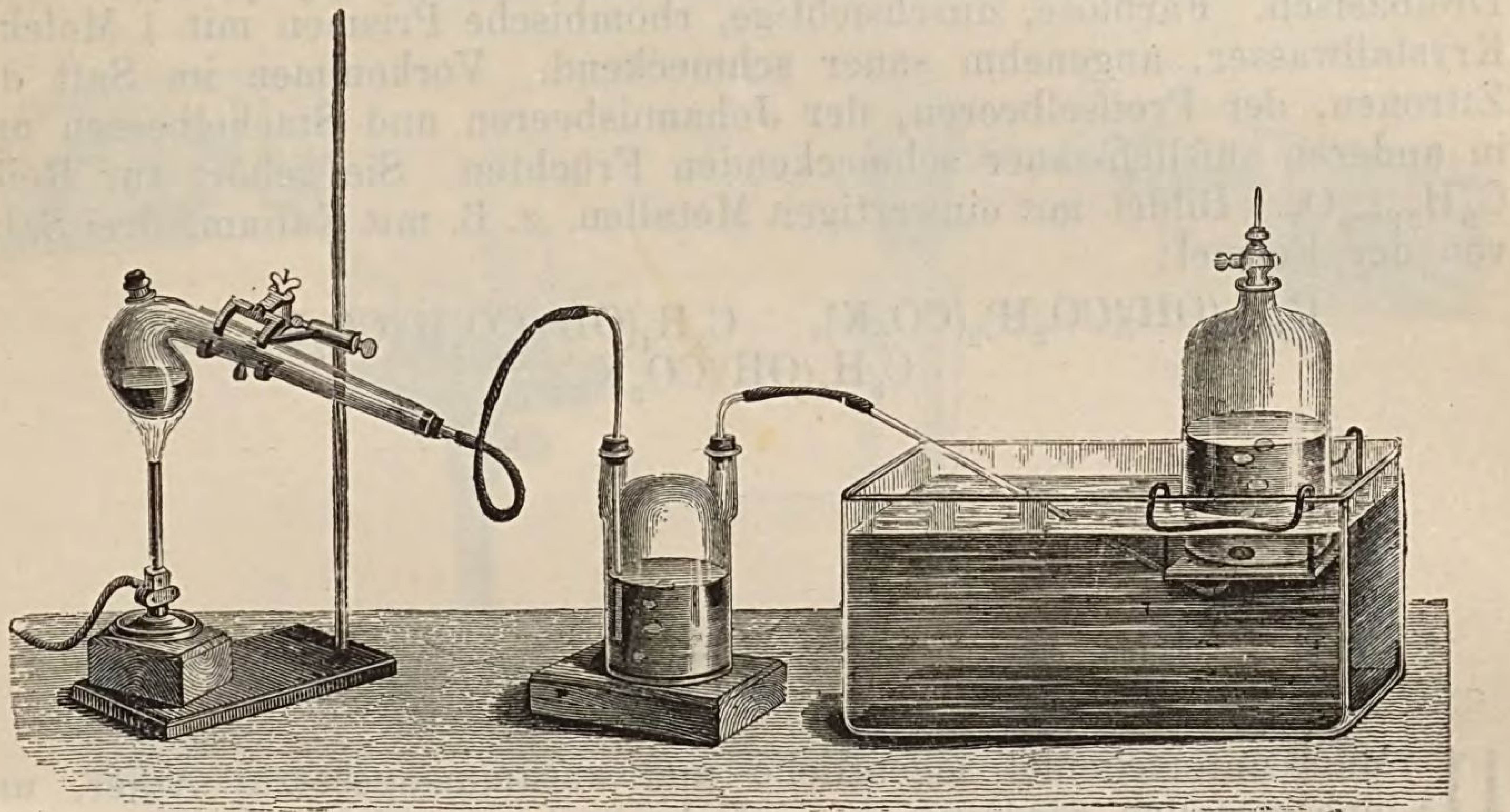


Fig. 246.
Zersetzung der Oxalsäure.

Vorkommen in der Natur sehr verbreitet: als saures Kaliumsalz oder Kleesalz, COOH.COOK, (Kaliumdioxalat) in den Oxalisarten; als Calciumsalz, $(COO)_2Ca$, in vielen Pflanzen und im Harn (Harnsteine); als Ammoniumsalz im Guano. Wird im Groſsen durch Oxydation von Zucker mit Salpetersäure oder von Sägespänen mittels Ätzkali dargestellt.

Bernsteinsäure (*Acidum succinicum*), $C_4H_6O_4 = C_2H_2(COOH)_2$. Zweibasisch. Wasserhelle Krystalle. Bei 180° schmelzend, bei 235° flüchtig. — Vorkommen im Bernstein, in den Weintrauben und im Wein, im tierischen Organismus und auch im Harn. Darstellung durch trockene Destillation des Bernsteins. Sie gehört derselben Reihe $C_nH_{2n-2}O_4$ an, wie die Oxalsäure.

10. **Weinsäure** (*Acidum tartaricum*), $C_4H_6O_6 = C_2H_2(OH)_2(COOH)_2$. Zweibasisch. Krystallisiert in wasserhellen Prismen von stark

saurem Geschmack. Sehr verbreitet im Pflanzenreich, vorzugsweise im Saft der Trauben; bildet mit Metallbasen eine grofse Reihe wohlcharakterisierter Salze, und zwar, da sie zweibasisch ist, mit einwertigen Metallen saure und neutrale Salze. Sie gehört einer Reihe $C_nH_{2n-2}O_6$ an, deren Glieder noch sauerstoffreicher sind, als die entsprechenden der Oxalsäurereihe. Das saure Kaliumsalz, $C_4H_5KO_6$, oder Weinstein (*Tartarus*) setzt sich im unreinen Zustand in grauen oder schmutzig-roten Krusten an der Wandung der Fässer ab, in denen der Wein aufbewahrt wird. Da sie zu den stärkeren Säuren gehört und Kohlensäure aus den Karbonaten auszutreiben vermag, benutzt man sie zur Bereitung von Brausepulver (ein Gemenge von fein verriebener Weinsäure mit Natriumdikarbonat).

Zitronensäure (*Acidum citricum*), $C_6H_8O_7 = C_3H_4(OH)(COOH)_3$. Dreibasisch. Farblose, durchsichtige, rhombische Prismen mit 1 Molekül Krystallwasser, angenehm sauer schmeckend. Vorkommen im Saft der Zitronen, der Preifselbeeren, der Johannisbeeren und Stachelbeeren und in anderen süfslich-sauer schmeckenden Früchten. Sie gehört zur Reihe $C_nH_{2n-4}O_7$. Bildet mit einwertigen Metallen, z. B. mit Kalium, drei Salze von der Formel:

$C_3H_4(OH)(CO_2H)_2(CO_2K)$, $C_3H_4(OH)(CO_2H)(CO_2K)_2$ und $C_3H_4(OH)(CO_2K)_3$.

V. Äther.

11. Man unterscheidet eigentliche und zusammengesetzte Äther, und jene zerfallen wiederum in einfache und gemischte.

1. Eigentliche Äther.

Eigentliche Äther sind Alkohole, in denen der Wasserstoff des Hydroxyls durch ein Alkoholradikal vertreten ist. Ist dies dasselbe, welches der betreffende Alkohol bereits enthält, so entstehen einfache Äther; ist es ein anderes: gemischte Äther.

Einfache Äther.	*Gemischte Äther.*	
$CH_3.O.CH_3$ Methyläther.	$CH_3.O.C_2H_5$ Methyläthyläther.	$C_2H_5.O.C_4H_9$ Äthylbutyläther.
$C_2H_5.O.C_2H_5$ Äthyhläther.	$CH_3.O.C_5H_{11}$ Methylamyläther.	$C_2H_5.O.C_{16}H_{33}$ Äthylcetyläther.

Äthyläther (auch Schwefeläther oder schlechtweg Äther genannt) (*Aether sulfuricus*), $C_4H_{10}O = (C_2H_5)_2O$: angenehm und erfrischend riechende Flüssigkeit. Siedepunkt 35°. Spez. Gew. 0,718. In Wasser wenig löslich, mit Alkohol in jedem Verhältnis mischbar. Verdampft schon bei gewöhn-

licher Temperatur, wobei eine starke Temperaturerniedrigung eintritt. In hohem Grade feuergefährlich. (Man arbeite nie mit Äther in der Nähe einer Flamme.) Sein Dampf, mit Luft gemischt, explodiert beim Anzünden. Ausgezeichnetes Lösungsmittel für viele organische und unorganische Stoffe: Harze, Fette, ätherische Öle, Schwefel, Phosphor, Brom, Jod und zahlreiche Salze, mit Alkohol gemischt auch für Schiefsbaumwolle (Kollodium, siehe Kohlehydrate).

Der Äther wird durch Destillation eines Gemisches von 3 Teilen konzentrierter Schwefelsäure und 5 Teilen 90 prozentigem Alkohol unter beständigem Nachfliefsen neuer Mengen Alkohol gewonnen.

$$2\,C_2H_5.OH + H_2SO_4 = (C_2H_5)_2O + H_2SO_4 + H_2O.$$

Die Schwefelsäure wirkt hiernach nur wasserentziehend, doch bildet sich in der That zuvor eine Verbindung zwischen Schwefelsäure und Alkohol (Äthylschwefelsäure s. S. 306 u. 307), welche sich dann sogleich wieder zersetzt. Da die Schwefel-

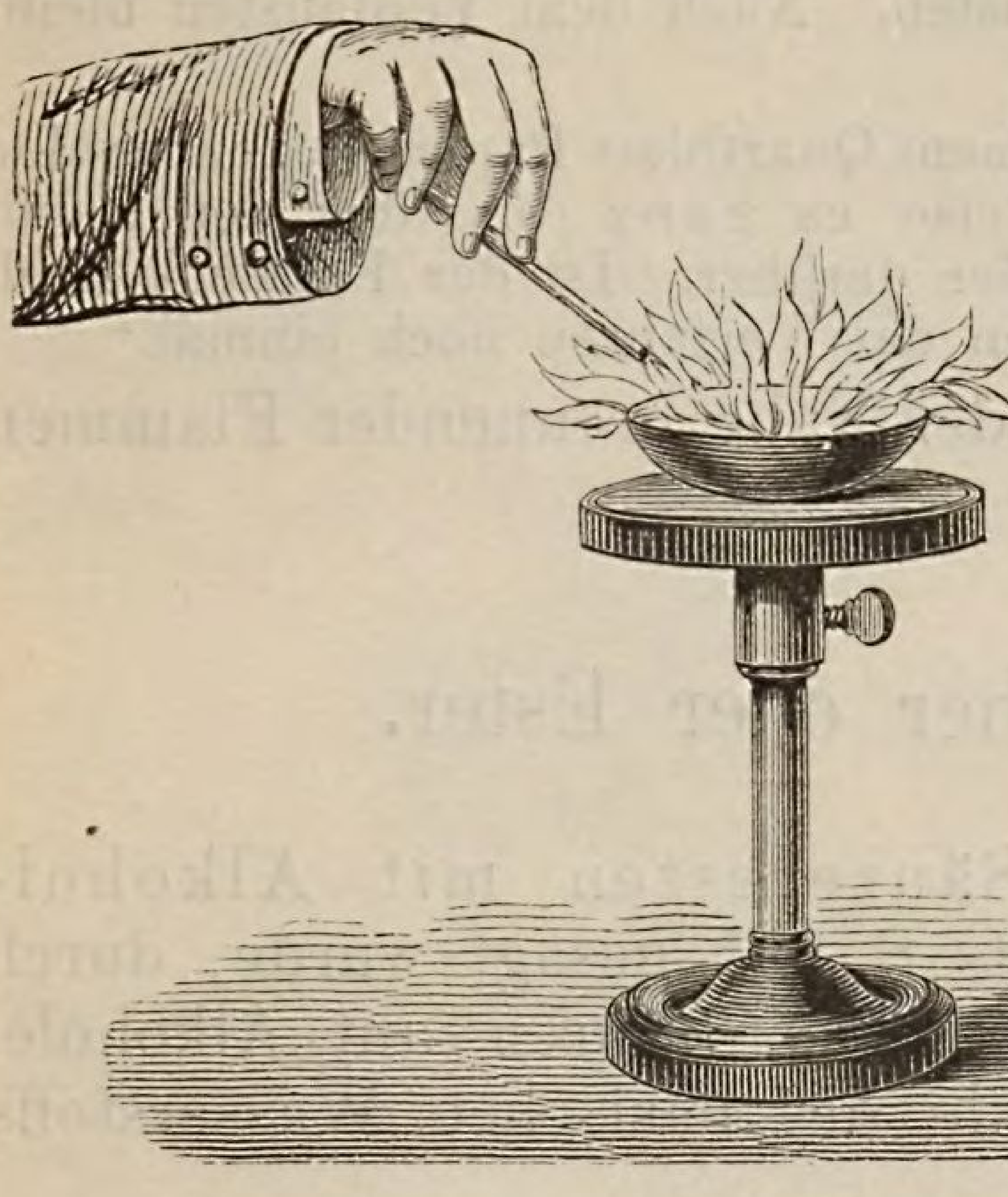


Fig. 247.
Entzündung von Äther.

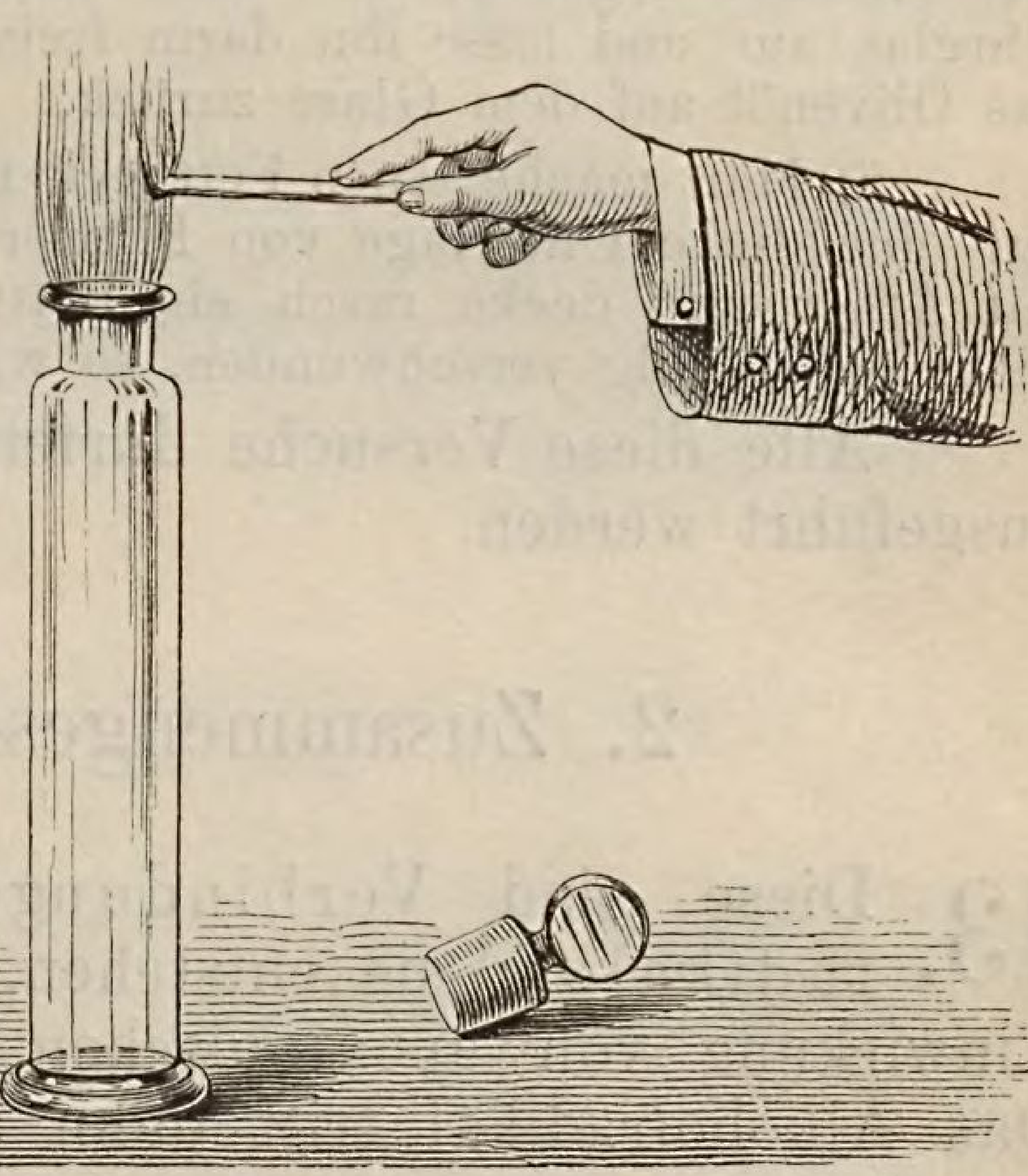


Fig. 248.
Explosion von Ätherdampf.

säure hierbei nicht verbraucht wird, so kann man damit beliebig grofse Mengen Alkohol in Äther umwandeln. Weil Schwefelsäure zu seiner Darstellung dient, wird er (sehr unpassend!) Schwefeläther genannt.

Benutzung als Lösungsmittel für die obengenannten Substanzen, namentlich zur Extraktion von Fetten und zur Beseitigung von Fettflecken. Ferner zur Darstellung des Kollodiums und (früher) in der Medizin als Anaestheticum[1]: sein Dampf, mit Luft gemischt, eingeatmet, wirkt berauschend und bringt Unempfindlichkeit (Anästhesie) hervor, doch ist er zu diesem Zweck jetzt durch das Chloroform und andere Anaesthetica verdrängt. — In der Pharmazie wird ein Gemisch von Alkohol und Äther Hofmannsche Tropfen oder Hofmannscher Geist genannt und galt ehemals als ein beliebtes Arzneimittel.

1) griech. ἀναισθησία (*anaisthesia*), Gefühllosigkeit.

12 **Versuche mit Äther.** a) Man gieſse in eine flache eiserne Schale etwas Äther und nähere der Oberfläche desselben einen brennenden Span, wobei sich der Äther, schon ehe die Flamme mit ihm in Berührung kommt, entzündet (Fig. 247).

b) Man ersticke die Flamme durch Auflegen eines Pappdeckels, setze die Schale schwimmend auf heiſses Wasser und halte einen brennenden Span darüber. Die Entzündung erfolgt jetzt schon aus gröſserer Ferne.

c) In einen mit Stöpsel zu verschlieſsenden Fuſscylinder bringe man einige Tropfen Äther und schwenke denselben einige Male um. Dann tauche man in die Mündung des Cylinders eine Flamme, worauf eine lebhafte Explosion erfolgt (Fig. 248).

d) Man bringe in einer Schale Wasser zum Sieden, verlösche die Flamme der Lampe und tauche ein kleines, Äther enthaltendes Kölbchen mit eingesenktem Thermometer hinein. Der Äther fängt zu sieden an, wobei das Thermometer auf 35° stehen bleibt. Der siedende Äther, rasch über die Hand gegossen, bringt starke Abkühlung hervor.

e) Man stopfe in ein Bürettenrohr einige Bausche Filtrierpapier, das man zuvor mit Olivenöl begossen hat, lasse Äther hindurchflieſsen, fange ihn in einem groſsen Uhrglas auf und lasse ihn darin freiwillig verdunsten. Nach dem Verdunsten bleibt das Olivenöl auf dem Glase zurück.

f) Man mache einen Fettfleck mitten auf einem Quartblatt Papier, lege dasselbe auf eine dicke Unterlage von Filtrierpapier, begieſse es ganz (bis über den Rand) mit Äther und decke rasch ein Blatt Filtrierpapier darüber. Ist der Fettfleck noch nicht vollständig verschwunden, so wiederhole man das Verfahren noch einmal.

Alle diese Versuche dürfen nicht in der Nähe brennender Flammen ausgeführt werden.

2. Zusammengesetzte Äther oder Ester.

13. Diese sind Verbindungen von Säureresten mit Alkoholradikalen; sie entstehen, wie bereits S. 295 gesagt wurde, durch Einwirkung von anorganischen oder organischen Säuren auf Alkohole. Das Alkoholradikal tritt dann an die Stelle des basischen Wasserstoffs der Säure.

$$\underset{\text{Salpetersäure.}}{H(NO_3)} + \underset{\text{Äthylalkohol.}}{C_2H_5(OH)} = \underset{\text{Salpetersäureäthylester.}}{NO_3.C_2H_5} + \underset{\text{Wasser.}}{H_2O}$$

$$\underset{\text{Essigsäure.}}{(CH_3).COOH} + \underset{\text{Butylalkohol.}}{C_4H_9(OH)} = \underset{\text{Essigsäurebutylester.}}{CH_3.COO.C_4H_9} + \underset{\text{Wasser.}}{H_2O}$$

Es tauscht sich also hier der Säurerest gegen das Hydroxyl des Alkohols aus, gerade so, wie bei der Bildung der Salze in der Mineralchemie der Säurerest gegen das Hydroxyl des basischen Hydrates.

Bei zweibasischen Säuren, welche zwei basische Wasserstoffatome enthalten, können beide oder auch nur eins durch Alkoholradikale vertreten werden. Im ersten Falle entstehen neutrale Ester, im zweiten Falle saure Ester oder Alkylsäuren, z. B.

$$\underset{\text{Schwefelsäure.}}{H_2(SO_4)} + \underset{\text{Äthylalkohol.}}{2C_2H_5(OH)} = \underset{\text{Schwefelsäureäthylester.}}{(C_2H_5)_2(SO_4)} + \underset{\text{Wasser.}}{2H_2O}$$

$$\underset{\text{Schwefelsäure.}}{H_2(SO_4)} + \underset{\text{Äthylalkohol.}}{C_2H_5(OH)} = \underset{\text{Äthylschwefelsäure.}}{H.C_2H_5(SO_4)} + \underset{\text{Wasser.}}{H_2O}$$

Bei der Einwirkung von Schwefelsäure auf Äthylalkohol entsteht zunächst nur der saure Ester oder die Äthylschwefelsäure und nur geringe Mengen des neutralen Esters. Die Äthylschwefelsäure zersetzt sich, wenn sie mit mehr Alkohol in Berührung kommt und auf 140° erhitzt wird, in der Weise, dafs sie den Säurerest der Schwefelsäure SO_4, gegen Äthyl austauscht und Äthyläther bildet, wobei Schwefelsäure regeneriert wird:

$$H.C_2H_5(SO_4) + C_2H_5(OH) = C_2H_5.O.C_2H_5 + H_2(SO_4).$$

Dies ist der wahre Vorgang bei der Darstellung des Äthyläthers aus Alkohol und Schwefelsäure (s. S. 305).

Wenn umgekehrt mehrsäurige Alkohole mit einbasischen Säuren in Reaktion treten, so sind mehrere Moleküle von letzteren nötig, um den Alkohol völlig zu sättigen und in einen neutralen Ester zu verwandeln. So braucht z. B. das dreisäurige Glycerin drei Moleküle Salpetersäure, um sich vollständig zu esterifizieren.

$$3(NO_3)H + (OH)_3C_3H_5 = (NO_3)_3C_3H_5 + 3H_2O.$$

Die drei Salpetersäurereste $(NO_3)_3$ treten an die Stelle der drei Hydroxyle im Glycerin und bilden den neutralen Salpetersäure-Glycerinester (Nitroglycerin, s. S. 297). Ebenso verhält sich das Glycerin gegen einbasische organische Säuren.

$$\begin{matrix} C_3H_7.COOH \\ C_3H_7.COOH \\ C_3H_7.COOH \\ \text{Buttersäure.} \end{matrix} + \underset{\text{Glycerin.}}{C_3H_5(OH)_3} = \underset{\text{Tributyrin.}}{(C_3H_7.COO)_3.C_3H_5} + 3H_2O.$$

Hier giebt das Glycerin seine drei Hydroxyle ab, und das übrigbleibende dreiwertige Radikal Glyceryl, C_3H_5, verbindet sich mit den drei einatomigen Resten der Fettsäure (Buttersäure).

Das Glycerin bildet mit allen Fettsäuren neutrale Ester, welche als natürliche Fette weit verbreitet im Pflanzen- und Tierreich vorkommen (s. Fette).

Auch mit Hydrosäuren setzen sich die Alkohole zu esterartigen Verbindungen um, indem das Halogen an die Stelle des Hydroxyls im Alkohol tritt. Die hierbei entstehenden Produkte heifsen: Alkylchloride, Alkylbromide und Alkyljodide, z. B.

$$\underset{\text{Chlorwasserstoff.}}{HCl} + \underset{\text{Äthylalkohol.}}{C_2H_5.OH} = \underset{\text{Äthylchlorid.}}{C_2H_5.Cl} + \underset{\text{Wasser.}}{H_2O}$$

3. Esterifikation (Ätherifikation).

14. Der Prozefs der Esterbildung durch Einwirkung der Alkohole auf Säuren nennt man Esterifikation. Diese gelingt in den allermeisten Fällen durch direkte Einwirkung beider Komponenten bei höherer Temperatur, wird aber durch Mitwirkung einer starken Mineralsäure, z. B.

Schwefelsäure oder Salzsäure, wesentlich erleichtert. Die letzteren wirken selbstverständlich direkt esterifizierend.

Versuch. Man erhitze in einer offenen Kochflasche ein Gemenge von Äthylalkohol und Salzsäure gelinde. Die Flüssigkeit kommt bald ins Sieden, wobei sich der angenehme und erfrischende Geruch des Äthylchlorids entwickelt. (Vorsicht, damit die austretenden schweren Dämpfe nicht mit der Flamme in Berührung kommen!) — Das Äthylchlorid brennt mit grün gesäumter Flamme.

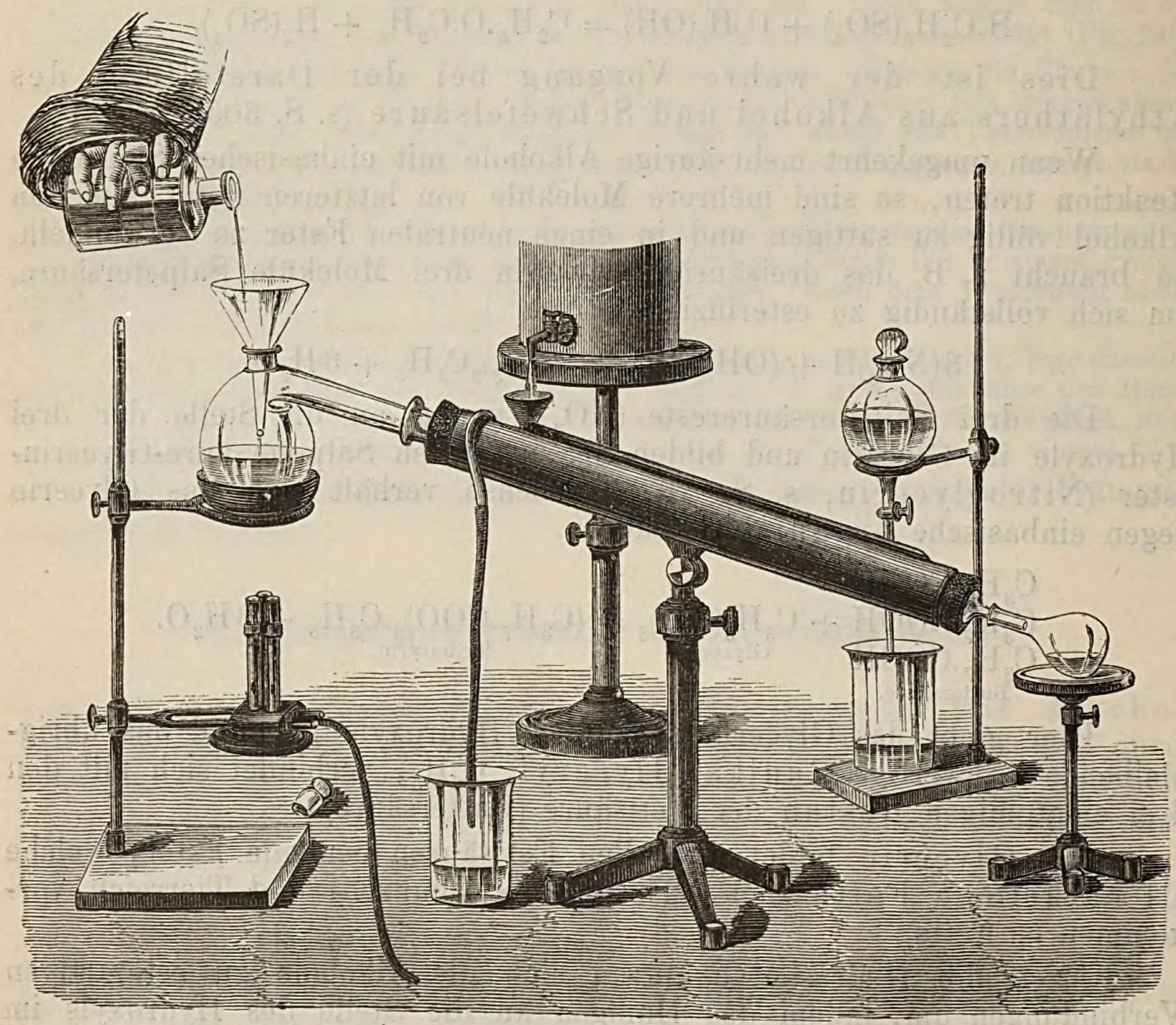


Fig. 249. Fig. 250.
Oxydation und Esterifikation von Amylalkohol.

Versuch. Man mische 3 Seile konzentrierte Schwefelsäure mit 1 Teil 90 prozentigem Alkohol und setze allmählich 2 Teile zuvor entwässertes Natriumacetat hinzu; dann destilliere man das Gemenge aus einer Retorte im Wasserbad unter Anwendung eines Kühlrohrs. Das Destillat besteht aus Essigsäureäthylester.

Der folgende Versuch zeigt zugleich die Umwandlung eines einsäurigen Alkohols (Amylalkohol) in die entsprechende Fettsäure (Valeriansäure) durch Oxydation und die darauf folgende Esterifikation des Alkohols mit der entstandenen Säure.

Versuch. Man bringe $5^1/_2$ Teile gepulvertes Kaliumdichromat und 5 Teile Wasser in eine geräumige tubulierte Retorte mit vorgelegtem Kühlrohr, gieſse ganz allmählich

und vorsichtig bei nicht brennender Lampe (!) eine Mischung von 1 Teil Amylalkohol und 5 Teilen konzentrierter Schwefelsäure hinzu (Fig 249) und verschliefse rasch. Die Flüssigkeit kommt von selbst zum Sieden, und eine wasserhelle Flüssigkeit destilliert über. Zuletzt wird gelinde erwärmt, bis im Kühlrohr keine öligen Tropfen mehr sichtbar sind. Dann bringe man das Destillat in einen Scheidetrichter (Fig. 250) und trenne die untere, stark sauer reagierende wässerige Schicht von dem aufschwimmenden Öl. Letzteres schüttele man im Scheidetrichter selbst mit einer verdünnten Lösung von kohlensaurem Natrium und trenne es in gleicher Weise.

Die stark saure, wässerige Lösung riecht widerwärtig, an Käse erinnernd; sie enthält freie Valeriansäure, welche sich durch Oxydation des Amylalkohols gebildet hat. Das Öl besitzt nach dem Schütteln mit Natronlösung einen angenehmen äpfelartigen Geruch. Es ist Valeriansäureamylester, welcher sich unter den gegebenen Bedingungen durch Esterifikation gebildet hat.

4. Benennung der zusammengesetzten Äther.

15. Die zusammengesetzten Äther der organischen Säuren werden nach dem in ihnen enthaltenen Säurerest und Alkyl benannt, z. B. Essigsäureäthylester, Buttersäureamylester, Ameisensäuremethylester etc. Bei den Äthylestern läfst man in der Regel das Wort „Äthyl" weg und sagt kurzweg: Ameisenäther, Essigäther, Butteräther etc. (statt -ester).

Fruchtessenzen. So unangenehm die meisten niederen Fettsäuren, namentlich von C_4 bis C_{10}, im freien Zustand riechen, so angenehm duftend ist der Geruch ihrer Ester, welcher an den verschiedener Früchte erinnert. Sie dienen deshalb zur Fabrikation der sogenannten Fruchtessenzen, mit denen man Getränke und Zuckerwaren aromatisiert. Es sind stark verdünnte alkoholische Lösungen der betreffenden Ester, und zwar:

Äpfeläther = Valeriansäureamylester,
Ananasäther = Buttersäureäthylester,
Aprikosenäther = Buttersäureamylester,
Birnenäther = Essigsäure- und Buttersäureäthylester.

Önanthsäureäthylester besitzt den Geruch der Blume des Rheinweins.

Cognacessenz ist ein Gemisch von Essigäther und Salpeteräther.

Rumessenz ein Gemisch von Ameisensäureäthylester und anderen Estern, gefärbt mit gebranntem Zucker.

V. Aldehyde.

16. Die Aldehyde[1] stehen in der Mitte zwischen den primären Alkoholen und den Säuren. Sie enthalten 2 Atome H weniger als jene und 1 Atom O weniger als diese; z. B.

C_2H_6O	C_2H_4O	$C_2H_4O_2$
Äthylalkohol.	Aldehyd.	Essigsäure.
$CH_3.CH_2OH$	$CH_3.COH$	$CH_3.COOH$.

Sie entstehen durch vorsichtige Oxydation der Alkohole, wodurch die in diesen enthaltene Alkoholgruppe $CH_2.OH$ in die Aldehydgruppe COH umgewandelt wird. Hiernach kann man die Aldehyde auch als Kohlenwasserstoffe auffassen, in denen 1 H-Atom durch die Aldehydgruppe COH ersetzt ist.

Die Aldehyde lassen sich auch aus den entsprechenden Säuren darstellen, wenn man das Calciumsalz derselben mit ameisensaurem Calcium mischt und erhitzt. z. B.

$$\begin{matrix} CH_3.COO \\ CH_3.COO \end{matrix}>Ca + \begin{matrix} CHOO \\ CHOO \end{matrix}>Ca = \begin{matrix} CH_3.COH \\ CH_3.COH \end{matrix} + \begin{matrix} CaCO_3 \\ CaCO_3 \end{matrix}$$

Calciumacetat. Calciumformiat. Aldehyd. Calciumkarbonat.

Hierbei verbinden sich also die beiden Methylgruppen des Calciumacetats mit den beiden Radikalen COH (Formyl, s. S. 300) des Calciumformiats zu zwei Molekülen Aldehyd.

Die Aldehyde werden nach den Säuren, denen sie entsprechen, genannt. Sie verbinden sich leicht mit Sauerstoff zu Säuren und besitzen aus diesem Grunde stark reduzierende Eigenschaften.

17. **Formaldehyd** oder **Ameisensäurealdehyd,** $CH_2O = H.COH$, entsteht, wenn man einen mit Methylalkohol beladenen Luftstrom über eine glühende Platinspirale leitet oder bei unvollkommener Verbrennung von Methylalkohol in geeigneten Lampen (Formaldehydlampen). Gasförmig, in Wasser löslich, in starker Kälte flüssig; Siedep. -21^0, findet neuerlich als Desinfektionsmittel ausgedehnte Verwendung.

Acetaldehyd oder **Essigsäurealdehyd,** $C_2H_4O = CH_3.COH$, entsteht durch Oxydation von Äthylalkohol mittels eines Gemenges von Schwefelsäure und Braunstein; farblose, bei 21^0 siedende, erstickend riechende Flüssigkeit. — Folgende Derivate des Acetaldehyds sind von Bedeutung:

Trichloraldehyd oder **Chloral**, $CCl_3.COH$, ist Acetaldehyd, in welchem die drei Wasserstoffatome der Methylgruppe durch Chlor ersetzt sind. Das Chloral entsteht zwar durch direkte Einwirkung von Chlor auf Aldehyd, wird aber leichter und in vorteilhafterer Weise durch Einwirkung von Chlor auf absoluten Alkohol erhalten. Farblose, durchdringend riechende Flüssigkeit, welche sich mit Wasser zu einem festen krystallinischen Hydrat, Chloralhydrat, $CCl_3.COH + H_2O$, verbindet. Dieses

1) abgekürzt von Al(kohol) dehyd(rogenatus), weil sie weniger Wasserstoff als die Alkohole enthalten.

bewirkt, in Dosen von 1,5—5 g innerlich eingenommen, Schlaf und ist deshalb zu einem wichtigen, vielfach benutzten schlafbringenden Arzneimittel (Hypnoticum[1]) geworden.

Chloroform, $CHCl_3$ (Trichlormethan), kann als ein Abkömmling des Chlorals betrachtet werden, aus dem es durch Einwirkung alkalischer Basen (Natriumhydrat, Calciumhydrat) entsteht:

$$\underset{\text{Chloral.}}{CCl_3.COH} + \underset{\text{Natriumhydroxyd.}}{Na(OH)} = \underset{\text{Chloroform.}}{CHCl_3} + \underset{\text{Natriumformiat.}}{H.COONa}$$

Hierbei spaltet sich das Chloral in Chloroform und Ameisensäure. Farblose, angenehm riechende, süfslich schmeckende Flüssigkeit, welche leicht verdunstet, und deren Dampf, wenn er, mit Luft gemischt, eingeatmet wird, Schmerzlosigkeit (Anästhesie) bewirkt. Aus diesem Grunde ist es zu einem wichtigen Arzneimittel (Anaestheticum) geworden, welches namentlich bei schweren chirurgischen Operationen Anwendung findet. Hierbei pflegt man das Einatmen bis zur Bewufstlosigkeit des Patienten fortzusetzen.

Jodoform, CHJ_3 (Trijodmethan), entsteht durch Einwirkung von Jod und Kalilauge auf Äthylalkohol und viele andere Substanzen, welche eine Methylgruppe enthalten (mit Ausnahme des Methylalkohols). Gelber, krystallinischer Körper von charakteristischem, sehr durchdringendem Geruch. Anwendung in der Medizin.

Propionaldehyd, $C_3H_6O = C_2H_5.COH$, der Aldehyd der Propionsäure. Aus Propylalkohol entstehend. Erstickend riechende Flüssigkeit.

Butyraldehyd, $C_4H_8O = C_3H_7.COH$, läfst sich künstlich durch Destillation von buttersaurem und ameisensaurem Calcium darstellen und entsteht auch bei der Oxydation von Eiweifskörpern.

Valeraldehyd, $C_5H_{10}O = C_4H_9.COH$, der Aldehyd der Valeriansäure.

Önanthaldehyd oder **Önanthol**, $C_7H_{14}O = C_6H_{13}.COH$, wird erhalten durch trockene Destillation des Ricinusöls.

Eine allgemeine und charakteristische Eigenschaft der Aldehyde ist ihr Verhalten zu einer ammoniakalischen Lösung von Silbernitrat, welche dadurch rasch unter Bildung eines Silberspiegels reduziert wird.

VI. Amine oder Alkoholbasen.

18. So nennt man eine Reihe von Verbindungen, welche man als Derivate des Ammoniaks betrachten kann, in denen ein, zwei oder alle drei Wasserstoffatome des Ammoniaks durch eine entsprechende Zahl einwertiger Alkoholradikale ersetzt sind. Hiernach unterscheidet man primäre, sekundäre und tertiäre Amine, z. B.

Primär	Sekundär	Tertiär.
$N\begin{cases}CH_3\\H\\H\end{cases}$	$N\begin{cases}CH_3\\CH_3\\H\end{cases}$	$N\begin{cases}CH_3\\CH_3\\CH_3\end{cases}$
Methylamin.	Dimethylamin.	Trimethylamin.

1) giech. ὕπνος, (*hypnos*), Schlaf.

Die primären Amine lassen sich auch als Verbindungen einer organischen Gruppe (eines Radikals) mit dem Ammoniakrest NH_2 (Amid, Amidgruppe) auffassen, z. B.

$$CH_3.(NH_2)$$
Methylamin.

Bei den sekundären und tertiären Aminen würde dann auch noch der Wasserstoff dieser Amidgruppe teilweise, bez. ganz durch ein organisches Radikal ersetzt sein:

$CH_3.(NH.CH_3)$ Dimetyhlamin. $CH_3(N.CH_3.CH_3.)$ Trimethylamin.

Die Amine verhalten sich dem Ammoniak ganz ähnlich; sie besitzen basische Eigenschaften, haben einen an Ammoniak erinnernden Geruch und verbinden sich mit Säurehydraten zu Salzen.

Methylamin, $CH_3.NH_2$, ein stark ammoniakalisch riechendes Gas, leicht entzündlich, bildet einen Bestandteil des rohen Holzgeistes; findet sich in der Heringslake und im Kraut von *Mercurialis annua* und *perennis*.

Trimethylamin, $(CH_3)_3.N$, fischartig riechende Flüssigkeit, stark basisch, in den Blättern von *Chenopodium vulvaria*, in den Blüten von *Crataegus Oxyacantha* und in der Heringslake.

Äthylamin, $C_2H_5.NH_2$, Diäthylamin $(C_2H_5)_2NH$, Triäthylamin, $(C_2H_5)_3N$. Alle drei ammoniakalisch riechende Flüssigkeiten.

Auch die übrigen Alkoholradikale bilden Verbindungen ähnlicher Art (Propyl-, Butyl-, Amylamin etc.)

19. Die Salze der Alkoholbasen entstehen durch direkte Vereinigung derselben mit den Hydrosäuren oder Säurehydraten, gerade so wie die Salze des Ammoniaks.

$$NH_3 + HCl = NH_4.Cl$$
$$C_2H_5NH_2 + HCl = NH_2(C_2H_5)H.Cl.$$
$$2NH_3 + H_2SO_4 = (NH_4)_2SO_4$$
$$2(C_2H_5)NH_2 + H_2SO_4 = [NH_2(C_2H_5)H]_2.SO_4.$$

Die Alkoholbasen lassen sich auf sehr verschiedenartige Weise darstellen. Eine der anschaulichsten Bildungsweisen besteht in der Einwirkung von Ammoniak auf ein Alkylchlorid, -bromid oder -jodid, z. B.

$$NH_3 + C_2H_5J = (C_2H_5)NH_2 + HJ.$$

Die hierbei entstehende Hydrosäure (HJ) bleibt mit dem Amin verbunden, letzteres läfst sich aber leicht durch Einwirkung einer starken Base, z. B. Kaliumhydrat, abscheiden.

Wenn man mehr als ein Molekül von dem Alkyljodid auf Ammoniak einwirken läfst, so bilden sich die entsprechenden sekundären und tertiären Amine, z. B.

$$NH_3 + 3C_2H_5J = (C_2H_5)_3N.HJ + 2HJ.$$

Läfst man auf das in dieser Weise entstandene tertiäre Amin noch weitere neue Mengen desselben Alkyljodids einwirken, so erhält man eine Verbindung, welche das Alkoholradikal viermal an N gebunden enthält und als Ammonium zu betrachten ist, in dem alle vier Wasserstoffatome durch ein Alkyl vertreten sind:

$$(C_2H_5)_3N + C_2H_5J = (C_2H_5)_4N.J.$$

Solche Verbindungen werden Ammoniumverbindungen genannt, z. B. die obige: Teträthylammoniumjodid; sie gleichen durchaus den Ammoniumsalzen. Von den Aminen unterscheiden sie sich in ihrem Verhalten dadurch, dafs sie sich durch stärkere Basen (Kali) nicht zersetzen lassen, wohl aber durch feuchtes Silberoxyd, wodurch sie das Halogen unter Aufnahme von Hydroxyl abgeben:

$$\begin{matrix}(C_2H_5)_4N.J\\(C_2H_5)_4N.J\end{matrix} + \begin{matrix}Ag\\Ag\end{matrix}{>}O + \begin{matrix}H\\H\end{matrix}{>}O = \begin{matrix}(C_2H_5)_4N.OH\\(C_2H_5)_4N.OH\end{matrix} + 2\,AgJ.$$

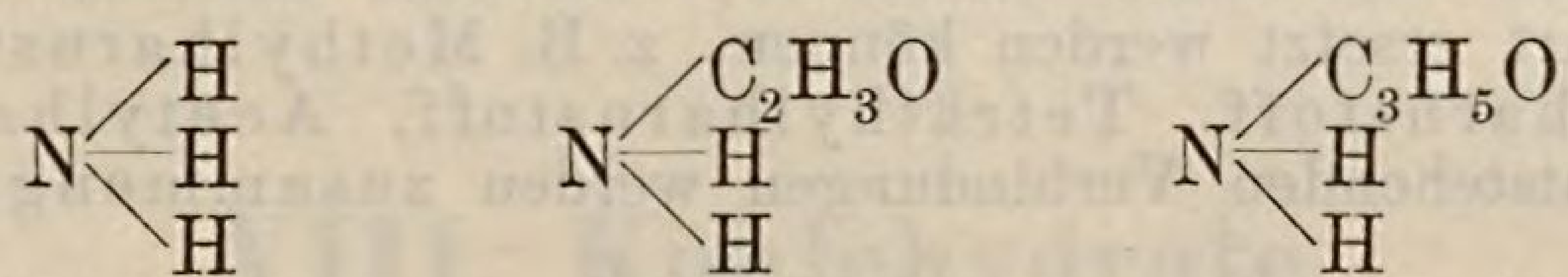
Durch diese Reaktion entstehen die sogenannten Ammoniumhydroxyde; in dem obigen Falle das Teträthylammoniumhydroxyd. Verbindungen dieser Art heifsen Ammoniumbasen; sie entsprechen in ihrer Zusammensetzung und in ihrem Verhalten genau den basischen Hydroxyden in der Mineralchemie.

Schliefslich sei bemerkt, dafs es auch gemischte Amine und Ammoniumbasen giebt, d. h. solche, in denen die H-Atome des Ammoniaks, bezw. Ammoniums durch verschiedene Alkyle ersetzt sind, z. B. Methyläthylamylamin, $(CH_3)(C_2H_5)(C_5H_{11})N$; Methyltriäthylammoniumhydroxyd, $(CH_3)(C_2H_5)_3N.OH$ etc.

VII. Amide (Säureamide) und Amidosäuren.

1. Amide.

20. Amide sind Ammoniakderivate, in denen der Wasserstoff des Ammoniaks teilweise durch Säureradikale ersetzt ist:



Ammoniak. Acetamid. Propionamid.

Sie lassen sich demnach auch als Säuren auffassen, in denen die Hydroxylgruppe durch die Amidgruppe NH_2 ersetzt ist, z. B.

Essigsäure $C_2H_3O.OH$; Acetamid $C_2H_3O.NH_2$.
Propionsäure $C_3H_5O.OH$; Propionamid $C_3H_5O.NH_2$.

Zweibasische Säuren, welche zwei Hydroxylgruppen enthalten, können zwei Amidderivate geben; die Produkte, welche entstehen, wenn nur die eine OH-Gruppe durch NH_2 ersetzt (amidiert) ist, werden Aminsäuren genannt; sie tragen noch den Charakter einbasischer Säuren. Diejenigen Produkte dagegen, welche durch Amidierung beider OH-Gruppen gebildet werden, sind die eigentlichen Amide der zweibasischen Säuren, z. B.

$$CO{<}\begin{matrix}OH\\OH\end{matrix} \qquad CO{<}\begin{matrix}NH_2\\OH\end{matrix} \qquad CO{<}\begin{matrix}NH_2\\NH_2\end{matrix}$$

Kohlensäure. Carbaminsäure. Carbamid.

$$C_2O_2{<}\begin{matrix}OH\\OH\end{matrix} \qquad C_2O_2{<}\begin{matrix}NH_2\\OH\end{matrix} \qquad C_2O_2{<}\begin{matrix}NH_2\\NH_2\end{matrix}$$

Oxalsäure. Oxaminsäure. Oxamid.

Die Amide können auf sehr verschiedene Art dargestellt werden. — Einige von ihnen kommen in der Natur vor.

Acetamid	$C_2H_3O.NH_2$	Alle krystallinisch, leicht schmelzbar, unzersetzt flüchtig und sublimierbar.
Propionamid	$C_3H_5O.NH_2$	
Butyramid	$C_4H_7O.NH_2$	
Valeramid	$C_5H_9O.NH_2$	

Carbamid oder **Harnstoff**, $CO(NH_2)_2$, das Amid der Kohlensäure, ist ein Produkt des tierischen Stoffwechsels und findet sich namentlich im Harn der Säugetiere, der fleischfressenden Vögel und einiger Reptilien. Auf künstlichem Wege wurde er zuerst 1828 von Wöhler durch Verdunsten einer wässerigen Lösung von cyansaurem Ammonium dargestellt, wobei eine einfache Atomumlagerung stattfindet:

$$NH_4.CNO = CO<^{NH_2}_{NH_2}.$$

Am leichtesten erhält man den Harnstoff, wenn man eine gemischte wässerige Lösung von Kaliumcyanat und Ammoniumsulfat (in äquivalenten Mengen) konzentriert und die Lösung erkalten läfst. Es scheidet sich daraus zuerst das schwer lösliche Kaliumsulfat ab, welches man abfiltriert. Die Lösung wird weiter eingedampft und aus dem Rückstand durch Alkohol der Harnstoff ausgezogen.

Der Harnstoff bildet lange, rhombische Prismen oder Nadeln von kühlendem Geschmack. Er zerfällt leicht in Kohlensäure und Ammoniak.

Vom Harnstoff sind aufserordentlich viel Derivate bekannt, welche dadurch entstehen, dafs die vier Amidwasserstoffe, alle oder einzeln, durch Radikale der verschiedensten Art ersetzt werden können, z. B. Methylharnstoff, Äthylharnstoff, Diäthylharnstoff, Teträthylharnstoff, Acetylharnstoff etc. etc. Die hierdurch entstehenden Verbindungen werden zusammengesetzte Harnstoffe genannt.

2. Amidosäuren[1].

21. Wenn in den Säuren nicht das Hydroxyl, sondern ein dem Radikal angehöriges Wasserstoffatom durch NH_2 ersetzt wird, so entstehen die sogenannten Amidosäuren, welche mit den Aminsäuren nicht zu verwechseln sind, z. B.:

Essigsäure	$C_2H_3O.OH.$
Amidoessigsäure	$C_2H_2(NH_2)O.OH.$

Auch hier kann überall, wie in den Aminen und den Amiden, der Wasserstoff des Amids noch weiter durch Alkohol- oder durch Säureradikale vertreten werden.

Von den Amidosäuren kommen mehrere im tierischen Organismus fertig gebildet vor und scheinen hier eine wichtige physiologische Rolle zu spielen. Auch treten sie unter den Zersetzungsprodukten der Eiweifskörper auf, an deren Aufbau sie wahrscheinlich beteiligt sind. Ihre Bildung aufserhalb des Organismus kann auf verschiedene Weise ge-

1) auch Aminosäuren genannt.

schehen, z. B. durch Einwirkung von Ammoniak auf die Chlorsubstitutionsprodukte der Fettsäuren:

$$\underset{\text{Monochloressigsäure.}}{CH_2Cl.COOH} + 2NH_3 = \underset{\text{Amidoessigsäure.}}{CH_2(NH_2).COOH} + NH_4Cl.$$

Amidoessigsäure oder **Glykokoll** (Leimsüfs), $CH_2(NH_2).CO_2H$, entsteht bei der Zersetzung verschiedener tierischer Substanzen, z. B. durch Kochen von Leim mit Alkalien oder Säuren.

Amidopropionsäure oder **Alanin**, $CH_3.CH(NH_2).CO_2H$, entsteht durch Einwirkung von Ammoniak auf Chlorpropionsäure.

Amidobuttersäure oder **Propalanin**, $CH_3.CH_2.CH(NH_2).CO_2H$, entsteht aus Brombuttersäure wie die vorhergehende.

Amidovaleriansäure oder **Butalanin**, $C_3H_7.CH(NH_2).CO_2H$, findet sich in der Bauchspeicheldrüse des Ochsen und läfst sich künstlich durch Einwirkung von Ammoniak auf Bromvaleriansäure darstellen.

Amidocapronsäure oder **Leucin**, $C_5H_{10}(NH_2).COOH$, kommt in verschiedenen Säften des tierischen Organismus, namentlich in denen der Bauchspeicheldrüse, vor und findet sich stets unter den Zersetzungsprodukten der Eiweifskörper bei der Fäulnis (s. u.).

Alle hier genannten Amidosäuren, welche man auch mit dem allgemeinen Namen Alanine bezeichnet, sind krystallinische Körper, meistens von süfslichem Geschmack, in Wasser leicht löslich, von neutraler Reaktion; beim Kochen mit Alkalien werden sie nicht verändert.

VIII. Kohlehydrate.

22. Unter diesem Namen fafst man eine gröfsere Zahl ternärer, aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff bestehender Verbindungen zusammen, welche nach der Formel $C_x(H_2O)_n$ zusammengesetzt sind, in denen also Wasserstoff und Sauerstoff in demselben Verhältnis enthalten sind, in welchem sie Wasser bilden, (daher der Name). Es sind feste, teils krystallisierte, teils amorphe, teils organisierte Substanzen, welche sich hauptsächlich im Pflanzenreich (einige auch im Tierreich) finden.

Nach ihrer Zusammensetzung lassen sich die Kohlehydrate in die Gruppen der Zuckerarten, der Cellulose und Stärke einteilen.

Die Kohlehydrate, besonders die der Zuckerarten und der Stärkegruppe, haben als Nahrungsmittel eine hohe Bedeutung und bilden die Grundlage grofsartiger Industrien.

Von den Zuckerarten waren früher nur natürlich vorkommende bekannt, und zwar nur solche, bei denen das x in der oben angegebenen allgemeinen Formel für die Kohlehydrate mindestens 6 betrug. In neuerer Zeit aber sind, hauptsächlich durch die Untersuchungen von Emil Fischer, zahlreiche andere Zucker bekannt geworden, wodurch der Begriff „Zucker“ auch auf solche Kohlehydrate ausgedehnt worden ist, welche weniger

und auch mehr als 6 Atome O im Molekül enthalten, und die infolge dessen durch Namen, wie Triose, Tetrose, Pentose, Hexose, Oktose, Nonose etc. unterschieden worden sind. — Aufserdem teilt man die Zuckerarten ein in Monosaccharide oder einfache Zucker, welche 3—9 C. enthalten, und Disaccharide mit 12 At. C. Zu den ersteren gehört die Gruppe des Traubenzuckers, zu den letzteren die des Rohrzuckers.

1. Gruppe des Traubenzuckers.

1. **Traubenzucker** oder **Glucose**[1], $C_6H_{12}O_6 + H_2O$. Sehr verbreitet im Pflanzenreich, besonders (neben Fruchtzucker) in den süfsen Früchten, (Trauben, Kirschen, Pflaumen, Feigen etc.), im Honig, weniger verbreitet im Tierreich, hier besonders in der Leber und in kleiner Menge auch im Harn (bei der Zuckerruhr, *Diabetes mellitus*, kann der Gehalt des Harns an Glucose auf 8—10 % steigen). Feste krystallinische Masse, in Wasser und verdünntem Alkohol leicht löslich, von süfslichem Geschmack.

Die Lösung lenkt die Ebene des polarisierten Lichts nach rechts ab (deshalb auch Dextrose[2] genannt); wirkt reduzierend auf alkalische Kupfer- und Silberlösungen und zerfällt unter Mitwirkung von Hefe (s. Fermente und Gärung) leicht in Kohlensäure und Alkohol.

Der Traubenzucker läfst sich auf künstlichem Wege sowohl aus Rohrzucker, als auch aus Kohlehydraten der Cellulosegruppe, besonders Stärkemehl, durch Erhitzen mit verdünnter Schwefelsäure darstellen. Die gröfste Menge des im Handel vorkommenden Traubenzuckers wird aus Stärkemehl gewonnen (Stärkezucker, Kartoffelzucker). Er bildet kompakte, süfslich schmeckende Massen (Blockzucker), kommt auch als trockenes weifses Pulver, sowie in Hutform und endlich in Sirup (Stärkesirup) vor. Er findet Benutzung bei der Weinbereitung, als Zusatz zur Bierwürze (Ersatzmittel für Malz) und zur Verfälschung des Kolonialzuckersirups und des Honigs.

2. **Fruchtzucker** oder **Lävulose**[3], $C_6H_{12}O_6$, neben Rohrzucker und Traubenzucker in den süfsen Früchten vorkommend; farblose, gummiartige, zerfliefsliche, schwer krystallisierbare Masse. Dreht die Polarisationsebene stark nach links (daher der Name) und verhält sich im übrigen dem Traubenzucker ähnlich.

3. **Laktose**[4] oder **Galaktose**[5], $C_6H_{12}O_6$, entsteht durch Kochen von Milchzucker mit verdünnter Schwefelsäure. Krystallinisch, leicht löslich in heifsem Wasser, unlöslich in Alkohol und Äther. Rechtsdrehend.

2. Gruppe des Rohrzuckers.

23. 1. **Rohrzucker** oder **Saccharose**[6], $C_{12}H_{22}O_{11}$, sehr verbreitet im Pflanzenreich, besonders im Saft des Zuckerrohrs und der Zuckerrübe, ferner des Zuckerahorns, der Zuckerhirse, sowie neben Trauben-

1) eigentl. Glykose von griech. γλυκύς (*glykys*), süfs. — 2) lat. *dexter*, rechts. — 3) lat. *laevus*, links. — 4) lat. *lac*, Milch. — 5. griech. γάλα (*gála*), Milch. — 6) lat. *saccharum*, Zucker.

zucker in den meisten süfsen Früchten. Bildet weifse, derbe, körnig krystallinische Massen (Hutzucker) oder gröfsere durchsichtige Krystalle (Kandiszucker) von stark süfsem Geschmack. Er ist sehr leicht löslich in Wasser, weniger leicht in Alkohol. Seine Lösung dreht die Polarisationsebene nach rechts. Er ist für sich nicht gärungsfähig und reduziert alkalische Kupferlösung nicht, geht aber leicht (durch Einwirkung von Fermenten oder durch Erhitzen mit Säuren) in sogenannten Invertzucker[1] über, welcher ein Gemenge von Dextrose und Lävulose ist:

$$\underset{\text{Rohrzucker.}}{C_{12}H_{22}O_{11}} + H_2O = \underset{\text{Traubenzucker.}}{C_6H_{12}O_6} + \underset{\text{Lävulose.}}{C_6H_{12}O_6}$$

Die Lösung ist dann gärungsfähig und wirkt reduzierend auf die Kupferlösung ein.

Rohrzucker, mit Wasser übergossen und gelinde erwärmt, schmilzt und bildet einen dicken, sehr süfsen Sirup (Zuckersirup), welcher bei gewöhnlicher Temperatur nicht wieder erstarrt. Erhitzt man den Sirup aber einige Zeit zum Kochen, so wird er dicker und zäher, färbt sich zuerst schwach gelb und erstarrt, wenn er in diesem Zustande ausgegossen und abgekühlt wird, zu einer gelben, durchsichtigen Masse Gerstenzucker, welche nach einiger Zeit im Inneren krystallinisch und dadurch undurchsichtig wird. Bei noch stärkerem Erhitzen bräunt sich der Sirup unter Entwickelung eines eigentümlichen Geruchs und bildet nach dem Abkühlen eine braune, zähe, in Wasser leicht lösliche Masse (Karamel), welche zum Färben von Nahrungsmitteln (Bratensaucen) und Getränken dient und unter dem Namen Zuckercouleur in den Handel kommt [T. I. S. 190—193].

24. **Zuckerfabrikation.** Wegen der vielfachen Benutzung des Zuckers als Nahrungsmittel ist die Zuckerfabrikation zu einem hoch entwickelten Zweig der chemischen Industrie geworden. Die Darstellung aus Zuckerrohr (Amerika, Ostindien) hat für die meisten Länder Europas nur eine untergeordnete Bedeutung. In Deutschland wird der ganze Bedarf an Zucker durch die Rübenzuckerfabrikation gedeckt. Das Verfahren besteht aus folgenden Operationen:

1. Gewinnung des Saftes durch Extraktion der zerschnittenen Rüben mit warmem Wasser (Diffusion).

2. Reinigung (Scheidung) des Saftes durch Zusatz von Kalkmilch: der Kalk bildet mit dem im Zucker enthaltenen fremden Bestandteilen (eiweifsartige und schleimige Substanzen) einen unlöslichen Schlamm (Scheideschlamm). Durch Einleiten von Kohlensäure (Saturation) wird der überschüssige Kalk in Calciumkarbonat verwandelt und dadurch unlöslich gemacht.

3. Abpressen des Kalkschlammes durch Filterpressen.

4. Entfärbung des Saftes durch schweflige Säure (früher durch Knochenkohle).

5. Eindampfen des entfärbten und filtrierten Saftes. Dies geschieht nicht über freiem Feuer und an offener Luft, da der Saft sich sonst durch Bildung von Karamel wieder bräunen würde. Man bedient sich deshalb grofser kupferner Behälter, welche durch Dampf geheizt werden, und in denen man durch Ableitung und Kondensierung der Dämpfe mittels kalten Wassers ein Vakuum erzeugt (Vakuumapparate). Hat der Saft hierdurch eine angemessene Konzentration erreicht, so wird er in grofse Kasten abgelassen, in denen der Zucker beim Erkalten zu einer derben Masse auskrystallisiert. Diese wird zermahlen mit etwas Wasser zu einem Brei angerührt und in Zentrifugalmaschinen geschleudert, wodurch der nicht krystallisierte Zucker (Melasse) von den Krystallen getrennt wird. Letztere sind schwach gelblich gefärbt und heifsen Rohzucker. Sie schmecken, weil ihnen noch ein Teil der salzhaltigen (aus dem Rübensafte) Melasse anhaftet, etwas salzig und müssen weiter gereinigt werden durch die

1) lat. *invertĕre*, umkehren, umwandeln.

6. Raffinerie in besonderen Fabriken. Abermaliges Auflösen in Wasser und Filtrieren der heifsen Lösung durch Knochenkohle (wodurch die färbenden Substanzen entzogen werden), Eindampfen in Vakuumapparaten und Eingiefsen in kegelförmige Blechformen, worin der konzentrierte Saft zu einer weifsen, krystallinischen Masse (Hutzucker) erstarrt. Um die Reinigung zu vollenden, wird die in den Formen erstarrte Masse mit reinem Zuckersirup nachträglich extrahiert (gedeckt). Die Formen haben zu diesem Zweck an ihren unteren spitzen Enden eine Öffnung, welche in ein gemeinschaftliches, mit einer Luftpumpe in Verbindung stehendes Rohr münden. Der reine Zuckersirup, den man oben aufgiefst, läuft rasch durch die Masse, läfst den krystallisierten Zucker ungelöst, beseitigt aber alle nicht krystallisierbaren Bestandteile. Schliefslich werden die Formen entleert und die kegelförmigen Zuckerhüte (Brote) bei 30—40° getrocknet.

Der reine Hutzucker heifst Raffinade, der bei der Fabrikation abfallende, nicht krystallisierende Zucker Melasse. Da die Melasse wegen ihres unangenehmen salzigen Geschmackes nicht zum Genufs verwendet werden kann, so wird sie entweder zur Fabrikation von Sprit (s. Gärung) und Pottasche verwendet oder (neuerlich) durch ein eigenes Verfahren auf Zucker verarbeitet (Entzuckerung der Melasse).

Es sei ausdrücklich bemerkt, dafs der raffinierte Rübenzucker mit dem raffinierten Zucker aus Zuckerrohr (Kolonialzucker oder indischer Zucker) vollkommen identisch ist; beide sind Saccharose. Der Kolonial-Rohzucker unterscheidet sich aber von dem Rüben-Rohzucker dadurch, dafs ersterer des salzigen Geschmackes entbehrt und deshalb auch ungereinigt genossen werden kann; dasselbe gilt von der Melasse des indischen Zuckers.

2. **Maltose,** $C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O$, entsteht neben Dextrin (s. u.) durch Einwirkung von Diastase (eines in der gekeimten Gerste enthaltenen Ferments; s. ungeformte Fermente) auf Stärkemehl bei 60°. Bildet im reinen Zustand eine weifse harte, aus nadelförmigen Krystallen bestehende Masse; dreht in verdünnter Lösung die Polarisationsebene nach rechts, und zwar viel stärker als Rohrzucker und Traubenzucker, reduziert die alkalische Kupferlösung und gärt mit Hefe wie Glucose.

3. **Milchzucker,** $C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O$, ist in der Milch enthalten, der er den süfslichen Geschmack verleiht. Er wird bei der Käsebereitung als Nebenprodukt gewonnen, indem man die nach der Abscheidung des Käses zurückbleibende Flüssigkeit (die Molken) zur Sirupdicke eindampft, woraus dann der Milchzucker beim Erkalten krystallisiert. Durch nochmaliges Reinigen wird er in Form kleiner, weifser, harter Krystalle gewonnen. Er schmeckt schwach süfslich und geht leicht in Milchsäure über (Sauerwerden der Milch), dreht die Polarisationsebene nach rechts und reduziert alkalische Kupferlösung.

3. Gruppe der Cellulose.

25. 1. **Cellulose**[1], **Zellstoff** oder **Holzfaser,** $C_6H_{10}O_5$, ein organisiertes Kohlehydrat, aus welchem der Hauptsache nach die Membranen der Pflanzenzellen bestehen. In Wasser, Alkohol, verdünnten

1) lat. *cellula*, kleines Kämmerchen (Pflanzenzelle).

Säuren und Alkalien unlöslich, löslich in einer ammoniakalischen Lösung von Kupferoxyd. Die Cellulose bildet den Körper der in der Textilindustrie verwendeten Pflanzenfasern (Baumwolle, Flachs, Hanf, Jute, Nessel etc.) und des aus diesen bereiteten Papiers. Von starker Salpetersäure wird sie in eigentümlicher Weise verändert und bildet dann die

Salpetersäurecellulose oder **Nitrocellulose**. Zu ihrer Darstellung wird Baumwolle in ein Gemenge aus mehr oder weniger konzentrierter Salpetersäure und Schwefelsäure eine gewisse Zeitlang eingetaucht und dann mit Wasser sorgfältig wieder ausgewaschen. Die Faser wird hierbei chemisch angegriffen, indem je nach der Konzentration der Säuren und der Dauer der Einwirkung ein oder mehrere NO_3-Gruppen aus der Salpetersäure (Salpetersäurereste) in das Molekül der Cellulose für eine entsprechende Anzahl OH-Gruppen (Wasserreste) eintreten, ein Vorgang, welcher der Esterifikation entspricht, wonach also die Salpetercellulosen als esterartige Verbindungen, d. h. als Salpetersäureester der Cellulose anzusehen sind. Das säurereichste Produkt ist der Dreifachsalpetersäureester, $C_6H_7(NO_3)_3O_2$, oder Schiefsbaumwolle oder Pyroxylin[1], welche entsteht, wenn man höchst konzentrierte Salpetersäure und Schwefelsäure anwendet und die Baumwolle in dem Gemenge 24 Stunden verweilen läfst. Die Faser behält hierbei ihre Struktur nahezu unverändert bei, ist aber zu einer sehr explosiven Substanz geworden, was sich leicht daraus erklärt, dafs durch den Eintritt der NO_3-Gruppen grofse Mengen Sauerstoff in das Molekül gekommen sind, welche bei höherer Temperatur ohne Zutritt von atmosphärischem Sauerstoff eine sehr vollkommene und rasche Verbrennung bewirken. In der That würden die 11 Atome Sauerstoff mehr als ausreichend sein, um allen Kohlenstoff zu Kohlenoxyd und den Wasserstoff zu Wasser zu verbrennen, wobei dann aller Stickstoff frei werden würde. Es treten aber unter den Verbrennungsprodukten stets salpetrige Dämpfe, (NO, N_2O_3, NO_2), auf, welche sich durch Farbe und Geruch bemerklich machen und blaues Lackmus röten. (Man bringe in einem trockenen Probiergläschen einen kleinen Bausch Schiefsbaumwolle durch Erhitzen zur Explosion und tauche dann einen Streifen blaues Lackmuspapier ein.) — Ein weniger stark nitriertes Produkt, welches man durch Eintauchen in anders zusammengesetzte Salpeter-Schwefelsäuregemische erhält, ist der Zweifachsalpetersäureester, $C_6H_8(NO_3)_2O_3$; er explodiert weniger leicht und löst sich in Alkoholäther zu einer dicken Flüssigkeit (Kollodium)[2] auf, welche in der Photographie zum Präparieren der Platten Benutzung findet.

Pergamentpapier. Durch kurzes Eintauchen in ziemlich konzentrierte Schwefelsäure wird die Cellulose in der Art verändert, dafs sie stark aufquillt und nach dem Auswaschen und Trocknen eine feste, zusammenhängende Masse bildet. Behandelt man Papier in dieser Weise, so entsteht das Pergamentpapier, welches als Ersatz für tierische Blase dient und mit dieser die Eigenschaft, in Wasser aufzuquellen und zu erweichen, teilt.

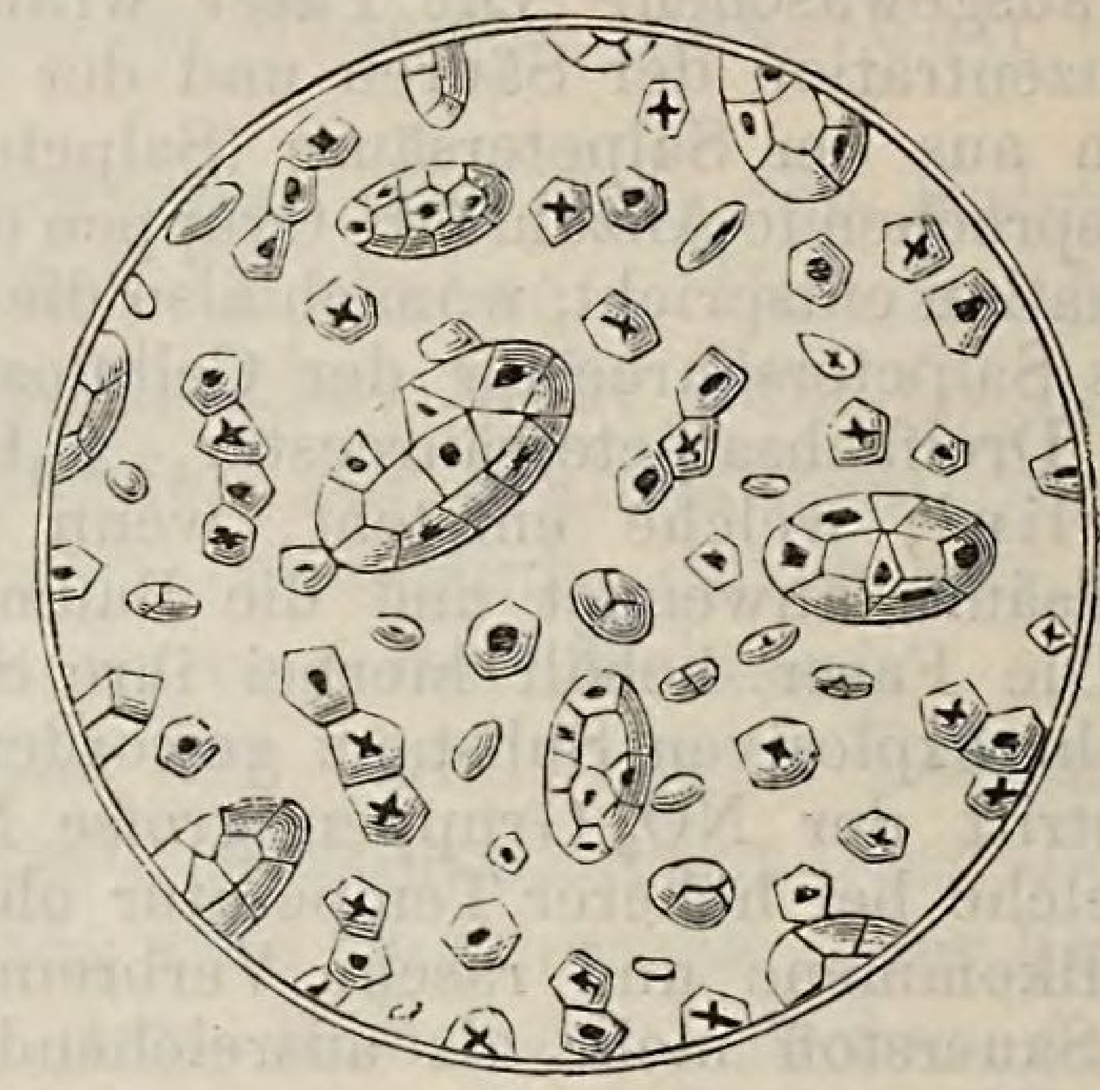
Celluloid ist eine Auflösung von Schiefsbaumwolle (Kollodiumwolle) in Kampfer. Erstere wird unter Wasser fein gemahlen, abgeprefst, dann mit ihrem halben Gewicht gepulvertem Kampfer gemischt und unter starkem Druck auf 300° erhitzt. Nach dem Erkalten resultiert eine ziemlich harte, sehr elastische Masse, welche in der Wärme erweicht und in jede beliebige Form gebracht werden kann.

26. 2. **Stärke, Stärkemehl, Amylum**[3], $C_6H_{10}O_5$, (nach anderen $C_{36}H_{62}O_{31} = 6\,C_6H_{10}O_5 + H_2O$). Ein organisiertes Kohlehydrat; bildet im reinen Zustand ein zartes, weifses, geschmackloses und geruchloses Pulver, ist in kaltem Wasser, Alkohol und Äther unlöslich, quillt aber in heifsem Wasser zu einer kleisterartigen, durchscheinenden Masse

1) griech. πῦρ (*pyr*), Feuer, und ξύλον (*xylon*), Holz. — 2) griech. κόλλα (*kólla*), Leim — 3) griech. ἄμυλον (*ámylon*), ungemahlen, also ein Mehl, welches ohne Mahlen erhalten wird.

auf, die sich im verdünnten Zustand klar filtrieren läſst und somit als eine Art Lösung betrachtet werden kann. Die Stärke wird durch Jodlösung blau gefärbt; beim Kochen mit verdünnten Säuren (sowie durch Einwirkung von Diastase, z. B. bei der Bereitung der Bierwürze aus Gerste und bei der Bildung der süſsen Maische aus Kartoffelbrei [s. im letzten Abschnitt Zymotechnik]) verwandelt sie sich zuerst in Dextrin und dann in Zucker (Stärkezucker).


Fig. 251.
Kartoffelstärke.


Fig. 252.
Reisstärke.

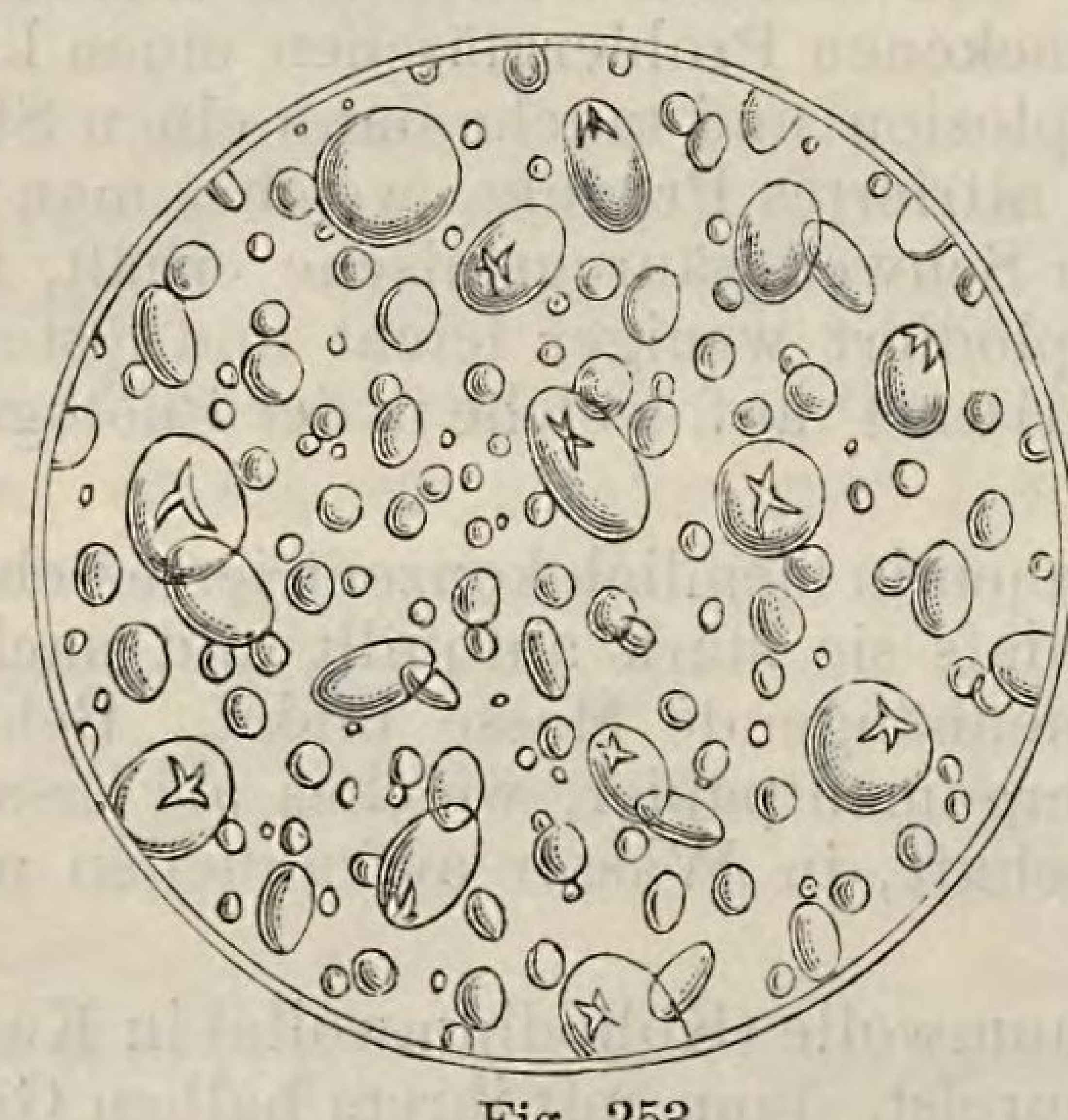

Fig. 253.
Roggenstärke.


Fig. 254.
Weizenstärke.

Stärkefabrikation. Technisch wird die Stärke vorwiegend nur aus Kartoffeln, Weizen und Reis gewonnen. Die Kartoffeln werden zerrieben und der Brei auf Sieben mit Wasser ausgewaschen, wobei die Stärkekörner mit dem Wasser durch das Sieb gehen und sich am Boden absetzen. — Aus Weizen läſst sie sich weniger leicht gewinnen, weil der in den Weizenkörnern enthaltene Kleber (s. Eiweiſskörper) mit Wasser eine zähe Masse bildet, welche die Stärke einschlieſst. Es ist deshalb längeres Kneten des Weizenmehlteigs unter Zufluſs von Wasser nötig, um die Stärke daraus allmählich abzuscheiden.

Die Stärke bildet nicht nur als Bestandteil des Getreidemehles und der Kartoffeln ein wichtiges Nahrungsmittel, sondern findet auch in der Technik eine vielfache Verwendung. Sie dient zur Herstellung von Dextrin und Stärkezucker, zum Appretieren von Lein- und Baumwoll-

waren, zum Steifen der Wäsche, zur Bereitung von Buchbinderkleister (1 Tl. Stärke und 8 Tle. siedendes Wasser) und bildet in der Gerste das Rohmaterial für die Bereitung des Bieres, im Roggen und in der Kartoffel für die Darstellung von Alkohol (Kornbranntwein, Kartoffelbranntwein).

Andere Stärkemehlsorten sind: Arrow-root aus der Pfeilwurz (*Maranta arundinacea*), die Tapioka aus den Knollen von *Manihot utilissima*, und namentlich der Sago aus dem Mark verschiedener Palmenarten (*Sagus Rumpfii W.*, *Sagus farinifera*). Die Stärke wird, nachdem sie aus dem Mark der Palmstämme extrahiert ist, mit Wasser zu Teig angerührt, in rundliche Körnchen geformt und diese bei gelinder Wärme getrocknet. (Der sogenannte deutsche Sago wird aus Kartoffelstärke bereitet.)

27. **Dextrin**[1] oder **Stärkegummi,** $C_6H_{10}O_5$, ein Umwandlungsprodukt der Stärke, welches sich daraus durch gelindes Erwärmen oder durch Einwirkung verdünnter Säuren, Speichel, Diastae (s. Eiweifskörper und Gärung) und mancher anderen tierischen Substanzen bildet. Im unreinen Zustand wird es durch Erhitzen der Stärke auf 180—200^0 (Leiokom oder Röstgummi) — leichter und bei niedrigerer Temperatur nach vorgängiger Mischung der Stärke mit etwas sehr verdünnter Salpetersäure — gewonnen. Das Dextrin ist eine hellgelbe pulverige Masse, welche sich in Wasser leicht löst und damit eine dickliche, stark klebende Flüssigkeit bildet. Es dient als Ersatz für arabisches Gummi und zum Verdicken der Farben beim Zeugdruck. Das Dextrin dreht in verdünnter Lösung die Polarisationsebene nach rechts (daher der Name) und färbt Jodlösung violett.

Versuch. Darstellung des Traubenzuckers aus Stärkemehl. Man mische 2 l Wasser mit 15 ccm konzentrierter Schwefelsäure und bringe die Lösung in einer sehr geräumigen, mindestens 4 l fassenden Porzellanschale zum Sieden. Inzwischen rühre man 500 g Stärkemehl mit Wasser zu einem dünnen Brei und giefse denselben in dünnem Strahle in die siedende Flüssigkeit unter fortwährendem Umrühren derselben. Hierauf wird das Kochen längere Zeit fortgesetzt und die Lösung wiederholt mit Jodlösung geprüft. Man nehme zu diesem Zwecke etwa 2 ccm mit einem Löffel heraus, verdünne dieselbe in einem Propierglase mit der 8—10 fachen Menge Wasser und setze einige Tropfen wässerige verdünnte Jodlösung hinzu. Im Anfange färbt sich die Lösung rein blau (Stärke), aber schon nach viertelstündigem Kochen wird sie blauviolett (beginnende Dextrinbildung), dann rotviolett (Dextrin) und zuletzt braun (unveränderte Farbe des Jods). Nun ist die Zuckerbildung vollendet. Die saure Lösung wird durch gepulverte Kreide unter Kochen neutralisiert (starkes Aufschäumen!) dann vom Gips abfiltriert und eingedampft. Während des Eindampfens scheidet sich noch Gips aus, den man, solange die Lösung noch dünnflüssig ist, durch Filtrieren derselben trennt. Das Endprodukt ist eine bräunlich gefärbte, sirupdicke, süfs schmeckende Lösung von Traubenzucker, aus welcher sich nach langem Aufbewahren Krystalle des letzteren abscheiden.

Zur Gruppe der Cellulose gehören ferner das Arabin (im arabischen Gummi, *Gummi arbicum*) aus der Rinde verschiedener Akazienarten, das Cerasin im Kirschgummi, das Bassorin oder Traganthin in Traganth und verschiedenen Astragalusarten, das Glykogen oder die tierische Stärke (in der Leber), und der Pflanzenschleim in den Quittenkernen, den Leinsamen, der Althaeawurzel etc.

1) lat. *dexter*, rechts.

IX. Fette.

28. Sehr verbreitet im Pflanzen- und Tierreich. Im reinen Zustand fast geruchlos und nur wenig gefärbt. Leichter als Wasser, unlöslich in Wasser; die meisten löslich in Äther, Schwefelkohlenstoff, Benzin und heifsem Alkohol. Man unterscheidet feste Fette oder Talgarten, halbfeste Fette oder Schmalz und flüssige Fette oder Öle (fette Öle zum Unterschied von den ätherischen Ölen!). Die festen Fette werden schon bei gelinder Wärme flüssig. Alle zersetzen sich in höherer Temperatur (sind nicht unzersetzt flüchtig) unter Entwickelung gasförmiger oder flüchtiger brennbarer Produkte (Fig. 255).

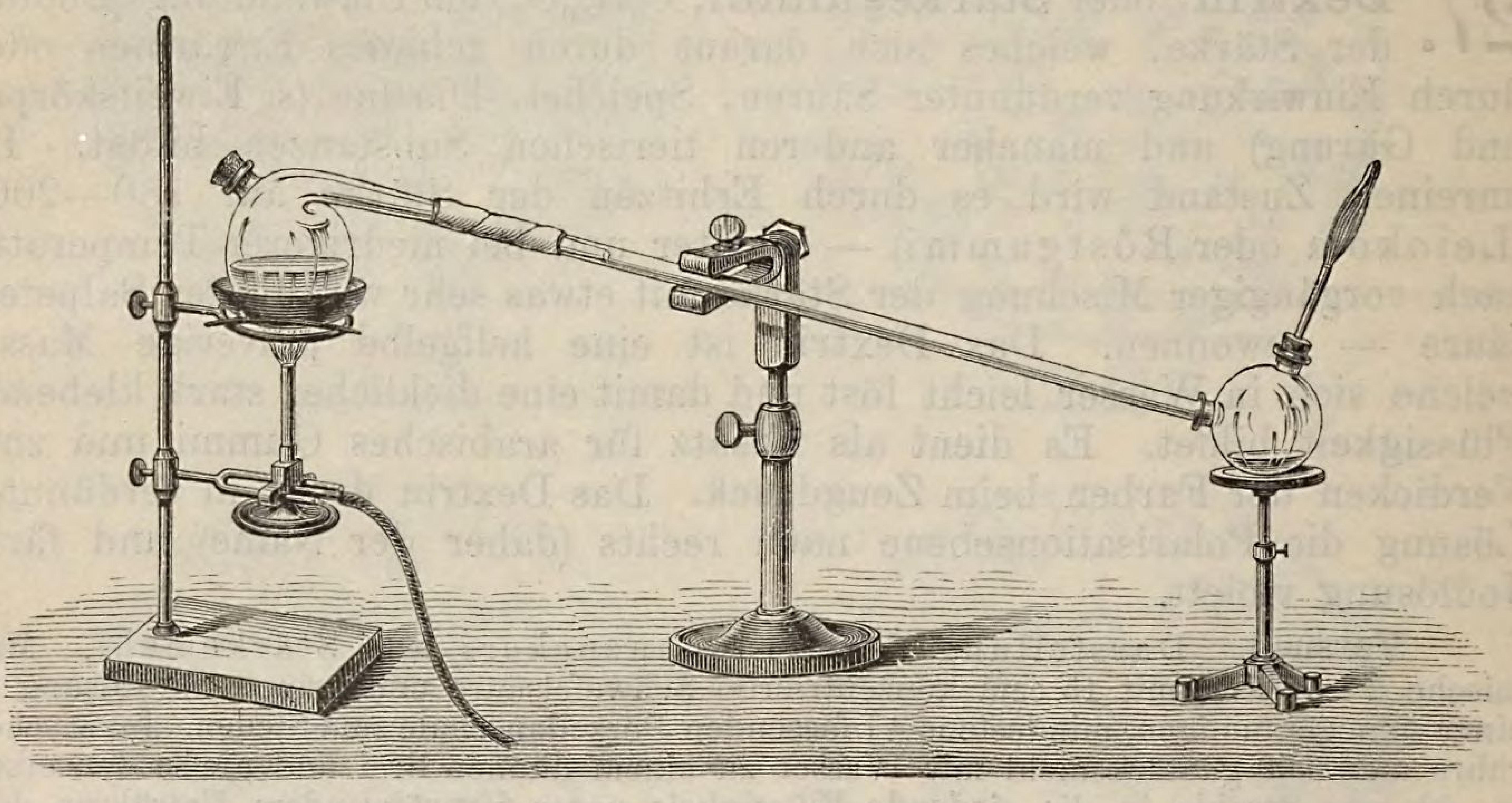


Fig. 255.
Trockene Destillation der Fette.

Ihrer chemischen Natur nach sind die Fette der gröfsten Mehrzahl nach neutrale Äther des Glycerins mit Fettsäuren, also, da das Glycerin ein dreiatomiger Alkohol ist, Triglyceride von der Formel $C_3H_5(O.A)_3$, wo A das Radikal einer Fettsäure bedeutet, z. B. $C_3H_5(O.C_4H_7O)_3$ = Buttersäureglycerinäther oder Tributtersäureglycerid.

Eine abgekürzte Benennung dieser Glyceride wird durch Anhängung der Silbe *-in* an den Stamm des Fettsäurenamens gebildet, z. B. Butyrin, Capronin, Stearin, Palmitin, Oleïn.

Die natürlichen Fette sind stets Gemenge mehrerer Glyceride dieser Art, doch finden sich in den meisten derselben Stearin, Palmitin und Oleïn. Je reicher ein Fett an Stearin ist, desto härter, je reicher an Oleïn, desto weicher und dünnflüssiger ist es. Im Pflanzenreich finden sich übrigens einige Fette, welche zugleich freie Fettsäuren enthalten.

Beim Aufbewahren an der Luft zersetzen sich die Fette

mehr oder weniger leicht unter Aufnahme von Wasserdampf in freie Fettsäuren und Glycerin:

$$\underset{\text{Triglycerid.}}{C_3H_5(O.A)_3} + 3H_2O = \underset{\text{Glycerin.}}{C_3H_5(OH)_3} + \underset{\text{Fettsäure.}}{3(A)OH}$$

Hierdurch nehmen diejenigen, welche Butter-, Capron-, Capryl-, Caprinsäure enthalten (Kuhbutter), den bekannten widerwärtigen (ranzigen) Geruch und Geschmack an, welcher diesen Säuren zukommt (ranzige Butter, zersetzter Schweifs). Durch Einwirkung von überhitztem Wasserdampf bei höherer Temperatur geht diese Spaltung schneller von statten; ebenso durch Kochen mit Alkalien und mit Bleioxyd (Seifen, Pflaster, Firnisse; s. u.). — Da die obengenannten vier Säuren, welche namentlich den ranzigen Geschmack verursachen, bei Temperaturen zwischen 162 und 270° flüchtig sind (s. S. 299), so läfst sich ranzige Butter durch Braten von ihrem unangenehmen Geschmack befreien.

In Wasser sind die Fette vollkommen unlöslich, doch lassen sie sich (besonders leicht die Öle) mit Hilfe schleimiger Substanzen (Gummischleim, Eiweifs, Eigelb) damit zu milchartigen Flüssigarten, (Emulsionen) zusammenmischen (emulgieren[1]). Gepulvertes arabisches Gummi wird in einer Reibschale mit wenig Wasser zu einem dicken Schleim verrieben, dann das Öl innig damit gemischt und nun unter allmählichem Wasserzusatz unter fortwährendem Reiben die Emulsion vollendet. Da sich in gewissen ölhaltigen Samen (Mandeln, Mohn, Hanf) schon schleimige Substanzen vorfinden, so geben solche Samen, wenn sie mit Wasser zerstofsen werden, ohne weiteren Zusatz Emulsionen (z. B. Mandelemulsion).

Die Fette finden eine ausgedehnte Benutzung als Nahrungsmittel, Leuchtmaterial, Schmiermaterial, sowie zur Fabrikation von Seifen, Kerzen, Pflastern und Firnissen.

1. Feste und halbfeste Fette: Rindstalg, Hammeltalg, Kuhbutter, Schweineschmalz, Gänseschmalz, Knochenfett, Palmöl und Kokosöl.

Wachs und Walrat gehören nicht zu den eigentlichen Fetten: Das Bienenwachs ist im wesentlichen ein Gemenge von Palmitinsäure-Myricylester (in welchem also an Stelle des Radikals Glyceryl das Radikal des Myricylalkohols [s. S. 294] enthalten ist) und freier Cerotinsäure (s. S. 299); das Walrat (aus einer Höhlung im Kopfe des Pottfisches) besteht in der Hauptsache aus Palmitinsäure-Cetylester, enthält also das Radikal des Cetylalkohols.

2. Flüssige Fette oder Ole. a) Nicht trocknende Öle: Olivenöl oder Baumöl, Rüböl, Mandelöl, Sesamöl, Baumwollensaat- oder Cottonöl, Erdnufsöl, Thran. b) Trocknende Öle: Leinöl, Hanföl, Nufsöl, Ricinusöl, Mohnöl.

29. **Seifen** sind Verbindungen von Fettsäureresten mit Alkalimetallen; man erhält sie durch Kochen der betreffenden Fette mit Kalium- oder Natriumhydrat.

1) lat. *emulgĕre* abmelken.

Versuch. Man schmelze in einer geräumigen Porzellanschale 200 g Rinds- oder Hammeltalg bei gelinder Wärme, setze 20 g Kaliumhydrat, welches man vorher in etwa 300 ccm destilliertem Wasser aufgelöst hat, hinzu und koche unter Umrühren 15—20 Minuten lang (Fig. 256). Dann setze man unter fortwährendem Umrühren nach und nach eine Lösung von 20 g Kaliumhydrat in etwa 200 ccm Wasser hinzu und koche weiter.

Der geschmolzene Talg bildet anfangs mit der Ätzlauge eine dicke, gelbe Masse, welche nach längerem Kochen an Gleichförmigkeit gewinnt. Man setze das Kochen so lange fort, bis eine Probe, mit dem Spatel herausgehoben, sich fadenförmig abzieht und klar erscheint (Seifenleim). Wird der Leim nicht ganz klar, so kann dies daher rühren, dafs nicht das richtige Verhältnis zwischen Fett und Kali getroffen ist. Man bringt,

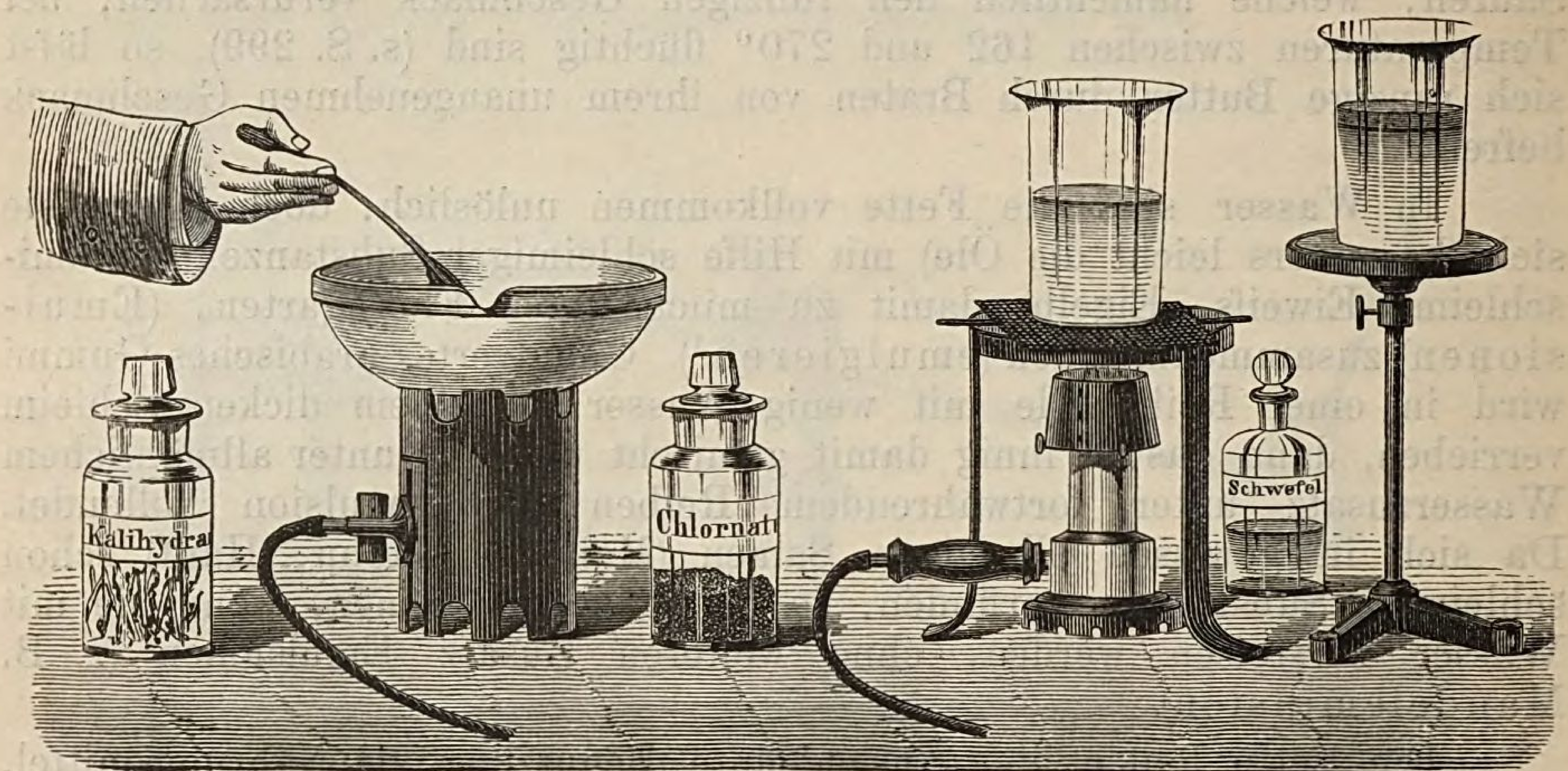


Fig. 256. Fig. 257. Fig. 258.
Verseifung von Fetten.

um dies zu entscheiden, einen Tropfen davon auf eine Glastafel. Ein Überschufs von Fett wird dadurch erkannt, dafs sich vor dem Erkalten um dem Tropfen ein grauer Ring bildet. Überzieht sich dagegen der Tropfen sehr rasch mit einem grauen Häutchen, so ist überschüssiges Kali vorhanden. Man setzt im ersteren Falle Lauge, im letzteren noch etwas Fett hinzu.

Versuch (Fortsetzung). Einen kleineren Teil von der ganzen Masse nehme man heraus und lasse ihn in einem Gefäfs für sich erkalten. Dem gröfseren Rest mische man unter fortwährendem Erhitzen etwa 60 g trockenes Kochsalz hinzu und rühre um (Fig. 256).

Der Seifenleim verändert durch das Kochsalz seine Beschaffenheit, wird anfangs flüssig, gerinnt bald, und schliefslich scheidet sich eine dicke schmierige Masse auf der Oberfläche ab. Nach dem Erkalten ist dieselbe zu einem festen zusammenhängenden Kuchen geworden, unter welchem sich eine wässerige Flüssigkeit (Unterlauge) abgesondert hat. Die Masse des Kuchens mufs sich in destilliertem Wasser klar auflösen; ist dies nicht der Fall, so wird der Kuchen noch einmal mit einer

schwachen Lauge gekocht und schliefslich mit etwas Kochsalz wieder ausgesalzen.

Durch das Kochen des Talges mit Kaliumhydrat wird das Fett zersetzt, die Säuren (Palmitinsäure, Stearinsäure, Oleïnsäure etc.) setzen sich mit dem Kali zu Seife (Kaliseife) um, und das Glycerin wird frei:

$$C_3H_5(O.A)_3 + 3K(OH) = 3K(O.A) + C_3H_5(OH)_3,$$

wo A wiederum das Radikal der Fettsäure bedeutet. Da die Kaliseifen nicht hart sind, sondern schmierige Konsistenz besitzen (Schmierseifen), so bleiben sie mit dem Glycerin gemengt. Durch Zusatz von Chlornatrium tritt Wechselzersetzung ein; es entsteht Natronseife und Chlorkalium:

$$K(O.A) + NaCl = Na(O.A) + KCl.$$

Die Natronseife ist hart, sie trennt sich von der wässerigen Flüssigkeit, welche eine Lösung von Chlorkalium und Glycerin ist.

Verwendet man zur Verseifung des Fettes Ätznatron (was bei der fabrikmäfsigen Darstellung der Seife in der That geschieht), so bekommt man sogleich harte Natronseife (Sodaseife).

Nach der Art des Fettes, aus dem die Seifen bereitet sind, unterscheidet man Talg-, Öl- (Marseiller oder venetianische Seifen), Kokos- und Palmseifen. Die Seifen sind in reinem (destilliertem) Wasser löslich, zersetzen sich aber dabei, indem ein Teil des Alkalis frei wird, und ein saures fettsaures, mit Wasser stark schäumendes Alkalisalz entsteht. Hierauf beruht ihre reinigende Wirkung: das freie Alkali wirkt lösend auf die Schmutzbestandteile, welche meist fettiger Natur sind, ein, und das schwer lösliche, schäumende, fettsaure Alkalisalz hüllt letztere ein und erleichtert ihre Beseitigung.

30. Durch Mineralsäuren werden die Seifen leicht zersetzt.

Versuch. Man setze zu einer nicht zu verdünnten Lösung von Seife in destilliertem Wasser eine angemessene Menge Schwefelsäure und erhitze (Fig. 257), nach längerem Kochen läfst man erkalten (Fig. 258).

Auf der Flüssigkeit hat sich eine fettige Schicht abgelagert, welche, wenn die Seife aus Talg bereitet war, fest wird, bei Anwendung von Ölseife aber flüssig bleibt. Die Schwefelsäure hat die Seife zersetzt und die Fettsäure (Palmitinsäure, Stearinsäure, Ölsäure) abgeschieden.

Die Seifen der alkalischen Erden sind in Wasser unlöslich.

Versuch. Man versetze eine klare, mäfsig verdünnte Lösung von Seife in destilliertem Wasser mit Chlorcalciumlösung in geringem Überschufs. Es entsteht ein weifser, flockiger Niederschlag, welcher sich absetzt, und die überstehende Flüssigkeit besitzt nicht mehr die Eigenschaften einer Seifenlösung.

Da das Brunnenwasser stets Kalksalze (Gips, Chlorcalcium etc.) in geringer Menge gelöst enthält, so lösen sich Seifen in Brunnenwasser

nicht klar auf; ein Teil der Seife geht zur Ausfällung des Kalkes verloren, und erst bei Anwendung überschüssiger Seife tritt Schaum auf (hartes Wasser).

Versuch. Man versetze Brunnenwasser tropfenweise mit einer klaren Seifenlösung und schüttele jedesmal um; durch die ersten Tropfen wird die Flüssigkeit trübe, und erst nach wiederholtem Zusatz giebt sie beim Schütteln einen bleibenden Schaum.

Aus der Menge der hierzu verbrauchten Seifenlösung bestimmt man den „Härtegrad des Wassers“.

31. **Pflaster** sind Verbindungen von Fettsäuren mit Bleioxyd und werden durch Kochen von Fetten (besonders Olivenöl) mit Bleiglätte dargestellt (Bleiseifen). Das Glycerin, welches hierbei abgeschieden wird, bleibt mit dem Pflaster gemengt.

Versuch. Man erhitze 9 Teile Olivenöl in einem Blechgefäfs bis nahe zum Sieden, setze dann allmählich unter fortdauerndem Umrühren 6 Teile fein geriebene Bleiglätte und aufserdem von Zeit zu Zeit etwas warmes Wasser zu, damit die Temperatur nicht so hoch steigt, und fahre mit dem Erhitzen unter fortwährendem Umrühren fort. Dann lasse man die weichliche Masse eine Zeitlang ruhig stehen und giefse sie schliefslich noch warm in kaltes Wasser.

Man erhält eine knetbare, nicht mehr ölig anzufühlende Masse, welche sich leicht zu Stangen ausrollen läfst und nach vollständigem Erkalten hart und fest wird (Bleipflaster). Die Bleiglätte spielt bei diesem Prozefs die Rolle des Kalis in der Seifenfabrikation. Das Bleipflaster ist eine Bleiseife (stearinsaures oder oleïnsaures Blei). Die in der Medizin gebräuchlichen Pflaster erhalten einen Zusatz von Kolophonium oder Harzen, je nach der zu erzielenden Wirkung.

Firnis (Leinölfirnis) wird erhalten durch Kochen von Leinöl unter Zusatz von Mennige, Braunstein oder Zinkoxyd, wodurch das Öl verdickt und seine Fähigkeit, zu trocknen, beträchtlich erhöht wird. Die Metalloxyde verseifen das Öl zum Teil und lösen sich darin auf. Ist der Firnis sehr konzentriert, so dafs er besonders rasch trocknet, so heifst er Sikkativ[1] und dient als Zusatz zu nicht gekochtem Leinöl und Ölfarben.

1) lat. *siccus*, trocken.

Zweiter Abschnitt.

Aromatische Körper.

I. Kohlenwasserstoffe.

32. Die Kohlenwasserstoffe der aromatischen Reihe enthalten mindestens 6 Atome C. Sie sind durchweg an Wasserstoff ärmer, als die der fetten Reihe und bilden zahlreiche homologe Reihen. Nur einzelne Glieder einzelner Reihen können hier genannt werden.

Einige Reihen aromatischer Kohlenwasserstoffe.

Reihe C_nH_{2n-6}	Reihe C_nH_{2n-12}	Reihe C_nH_{2n-14}	Reihe C_nH_{2n-18}	Reihe C_nH_{2n-22}
Benzol C_6H_6	**Naphtalin** $C_{10}H_8$	**Diphenyl** $C_{12}H_{10}$	**Anthracen** $C_{14}H_{10}$	**Triphenylmethan** $C_{19}H_{16}$
Toluol C_7H_7	**Methylnaphtalin** $C_{11}H_{10}$	**Diphenylmethan** $C_{13}H_{12}$	**Phenanthren** $C_{14}H_{10}$	
Xylol C_8H_{10} etc.				

Aufserdem existieren alle Zwischenreihen:

$$C_nH_{2n-8},\ C_nH_{2n-10},\ C_nH_{2n-16},\ C_nH_{2n-20},$$

und alle höheren Reihen:

$$\text{von } C_nH_{2n-24} \text{ bis } C_nH_{2n-40}.$$

Reihe C_nH_{2n-6}.

Benzol, C_6H_6, ein Bestandteil des Steinkohlenteers. Wasserhelle, leicht bewegliche, eigentümlich riechende, stark lichtbrechende Flüssigkeit. Spez. Gew. 0,884, Siedepunkt 80—81°; erstarrt bei 0° zu rhombischen Prismen, welche bei 6° schmelzen; brennt mit leuchtender, stark rufsender

Flamme, ist unlöslich in Wasser, löslich in Alkohol und Äther und ein ausgezeichnetes Lösungsmittel für Harze, Fette, Schwefel, Jod und Phosphor.

Toluol, C_7H_8, oder Methylbenzol, $C_6H_5.CH_3$, ein Bestandteil des Steinkohlenteers. Farblose, dem Benzol ähnlich riechende Flüssigkeit. Spez. Gew. 0,872, Siedepunkt 111°.

Xylol, C_8H_{10}, oder Dimethylbenzol, $C_6H_4(CH_3)_2$, ein Bestandteil des Steinkohlenteers. Existiert in drei verschiedenen Modifikationen: Ortho-, Meta- und Paraxylol, welche sich durch ihre Siedepunkte und durch ihr Verhalten gegen Oxydationsmittel unterscheiden.

Homologe: Mesitylen und Cumol, beide isomer C_9H_{12}.
Durol und Cymol, beide isomer $C_{10}H_{14}$.

Reihe C_nH_{2n-12}.

Naphtalin, $C_{10}H_8$, ein Bestandteil des Steinkohlenteers. Glänzende, farblose Krystalle von eigentümlichem, teerartigem Geruch und brennendem Geschmack. Schmelzpunkt 79°, Siedpunkt 218°; verflüchtigt sich indes schon bei niedrigerer Temperatur, besonders leicht mit Wasserdämpfen; unlöslich in Wasser, löslich in Weingeist, Chloroform, fetten Ölen.

Homologe: Methylnaphthalin $C_{11}H_{10}$
Äthylnaphtalin und Dimethylnaphtalin, beide isomer $C_{12}H_{12}$.

Reihe C_nH_{2n-14}.

Diphenyl, $C_{12}H_{10}$, bildet sich unter anderem, wenn Benzoldämpfe der Glühhitze ausgesetzt werden, findet sich deshalb auch im Steinkohlenteer. Grofse glänzende Krystallblätter. Schmelzpunkt 70,5°, Siedepunkt 254°.

Diphenylmethan, $C_{13}H_{12}$, bildet sich beim Erhitzen eines Gemenges von Benzol und Benzylchlorid mit Zinkstaub und sonst noch auf verschiedene Weise. Lange, nach Orangen riechende, farblose Nadeln. Schmelzpunkt 26—27°, Siedepunkt 261—262°.

Homologe: Diphenyläthan, Dibenzyl und andere isomere $C_{14}H_{14}$ und und zahlreiche höhere $C_{15}H_{15}$, $H_{16}H_{18}$ etc. bis $C_{22}H_{30}$.

Reihe C_nH_{2n-18}.

Anthracen, $C_{14}H_{10}$, ein Bestandteil des Steinkohlenteers. Farblose, monokline Tafeln; besitzt in reinem Zustande eine prachtvoll violette Fluoreszenz. Schmelzpunkt 213°, Siedepunkt etwas über 360°.

Phenanthren, $C_{14}H_{10}$, ein Bestandteil des Steinkohlenteers, mit dem vorigen isomer. Krystallblättchen vom Schmelzpunkt 99°, Siedepunkt 340°.

Homologe: Methylanthracen $C_{15}H_{12}$, Dimethylanthracen $C_{16}H_{14}$, Trimethylanthracen $C_{17}H_{16}$ etc. und zahlreiche Isomere derselben.

Reihe C_nH_{2n-22}.

Triphenylmethan, $C_{19}H_{16}$, wird durch Einwirkung von Chloroform auf Benzol bei Gegenwart von Aluminiumchlorid gewonnen und bildet sich noch auf sehr verschiedene andere Weise. Rhombische Krystalle vom Schmelzpunkt 92°, Siedepunkt 358—359°.

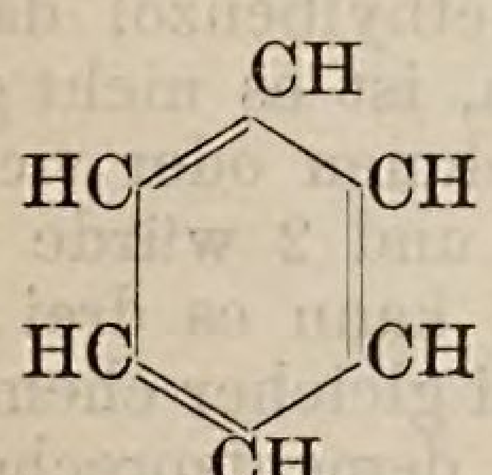
Homologe: Diphenyltolylmethan, Methyltriphenylmethan, $C_{20}H_{18}$, und zahlreiche Isomere.
Dibenzyltoluol $C_{21}H_{20}$.
Dixylylbenzol $C_{22}H_{22}$ etc.

Die meisten der obengenannten Kohlenwasserstoffe und noch zahlreiche höhere Glieder derselben, sowie vieler anderen Reihen entstehen bei der trockenen Destillation der Steinkohlen und finden sich im Teer der Gasfabriken. Sie bilden die Grundlage einer ausgedehnten Industrie (Teerindustrie), welche sich mit der Isolierung dieser verschiedenen Verbindungen und der Herstellung mannigfaltiger Produkte (namentlich Farbstoffe) beschäftigt. Bei der fraktionierten Destillation des Teers geht zuerst ein Öl über, welches leichter als Wasser ist (leichtes Steinkohlenteeröl) und besonders aus Kohlenwasserstoffen der Benzolreihe besteht. Später destilliert ein in Wasser untersinkendes Öl (schweres Steinkohlenteeröl), welches ein Gemenge verschiedener basischer Substanzen (darunter insbesondere Anilin [s. u.]) und der sogenannten Phenole (s. u.) mit Naphtalin ist. Die letzten hochsiedenden Anteile des Teers liefern die Kohlenwasserstoffe der Anthracenreihe.

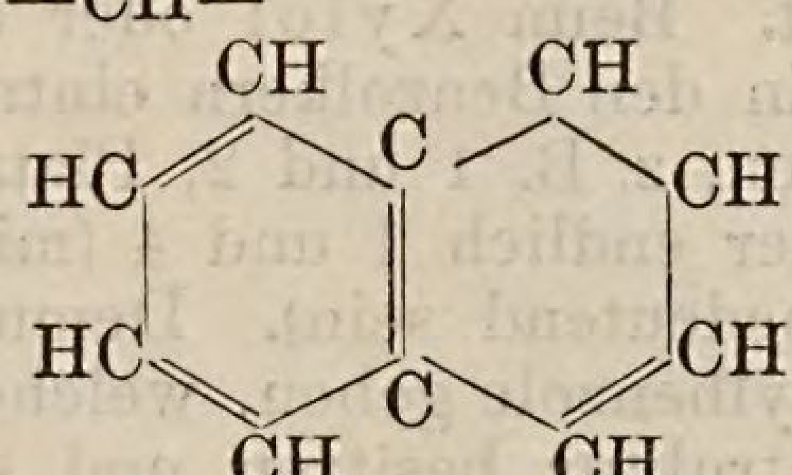
33. **Struktur der aromatischen Kohlenwasserstoffe.** Da in der aromatischen Reihe kein Kohlenwasserstoff, überhaupt keine Verbindung weniger als 6 Atome C enthält, so ist man zu der Annahme gelangt, dafs der niedrigste aromatische Kohlenwasserstoff, das Benzol, von welchem alle anderen aromatischen Verbindungen abgeleitet werden können, die 6 C-Atome in Form eines geschlossenen Ringes (des sogenannten Benzolringes oder Benzolkerns) enthält, in welchem sie abwechselnd durch eine oder zwei Affinitäten miteinander verbunden sind. Jedes C-Atom kann dann noch ein H-Atom binden, wodurch alle Affinitäten der 6 C-Atome gesättigt sind. Das Naphtalin würde dann aus zwei Benzolkernen bestehen, welche direkt miteinander verbunden sind und 2 C-Atome gemein haben, während das Anthracen ebenfalls zwei Benzolkerne enthält, welche aber nicht direkt, sondern durch die vierwertige Gruppe

$$\begin{array}{c}-CH-\\ |\\ -CH-\end{array}$$

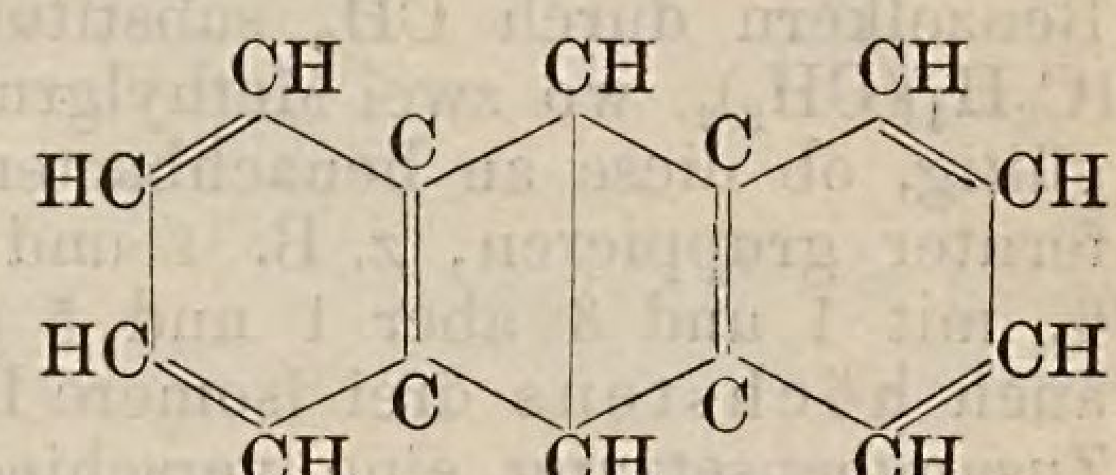
miteinander verbunden sind.



Benzol
C_6H_6

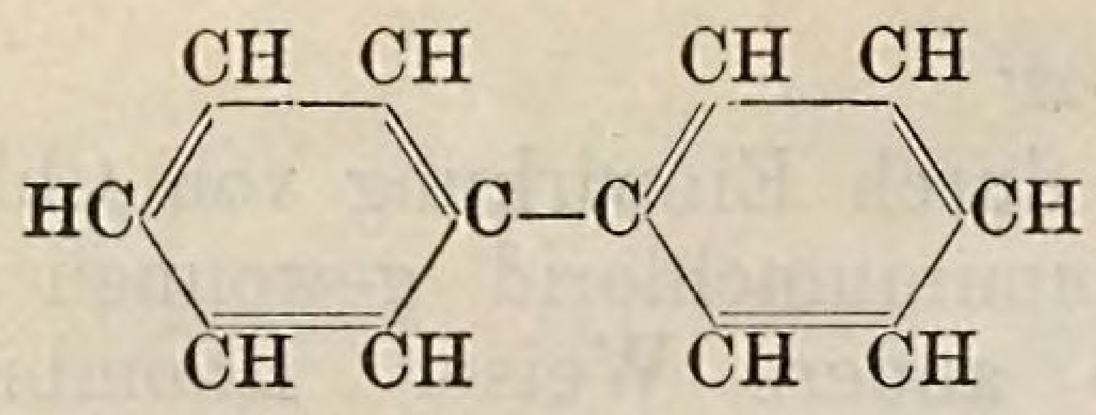


Naphtalin
$C_{10}H_8$



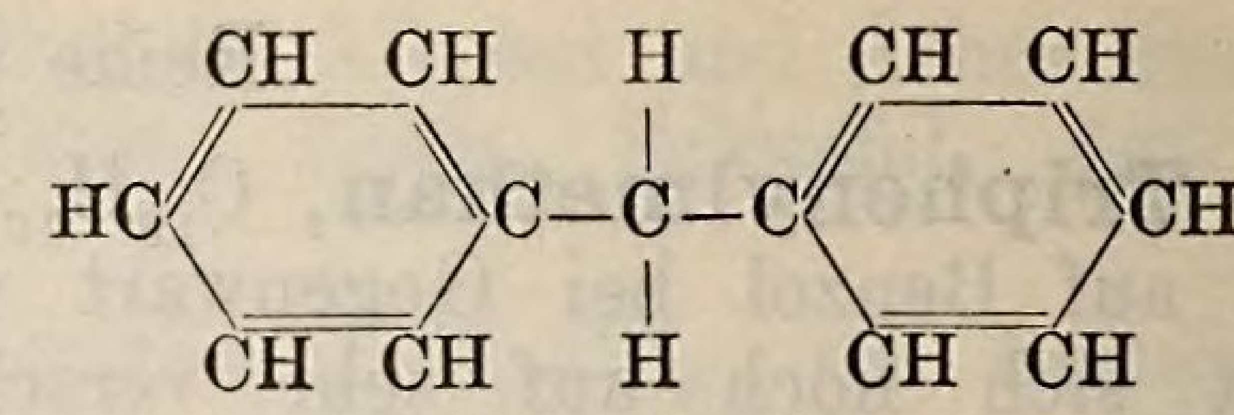
Anthrancen
$C_{14}H_{10}$

Das Diphenyl und das Diphenylmethan bestehen ebenfalls aus zwei Benzolkernen, welche bei jenem direkt, bei diesem durch die zweiwertige Gruppe $—CH_2—$ miteinander verbunden sind.



Diphenyl

$C_6H_5—C_6H_5$

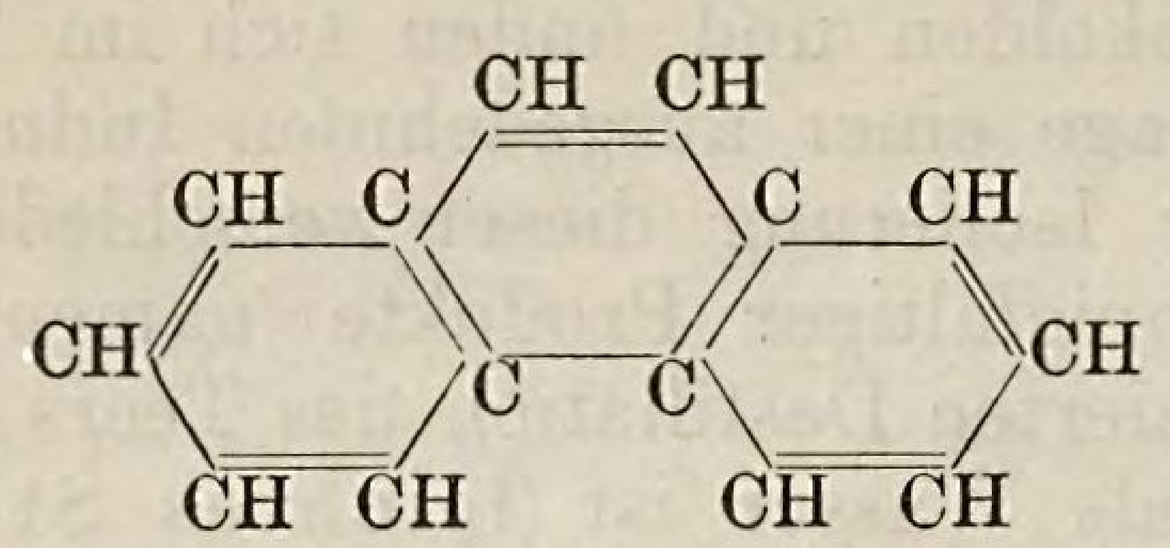


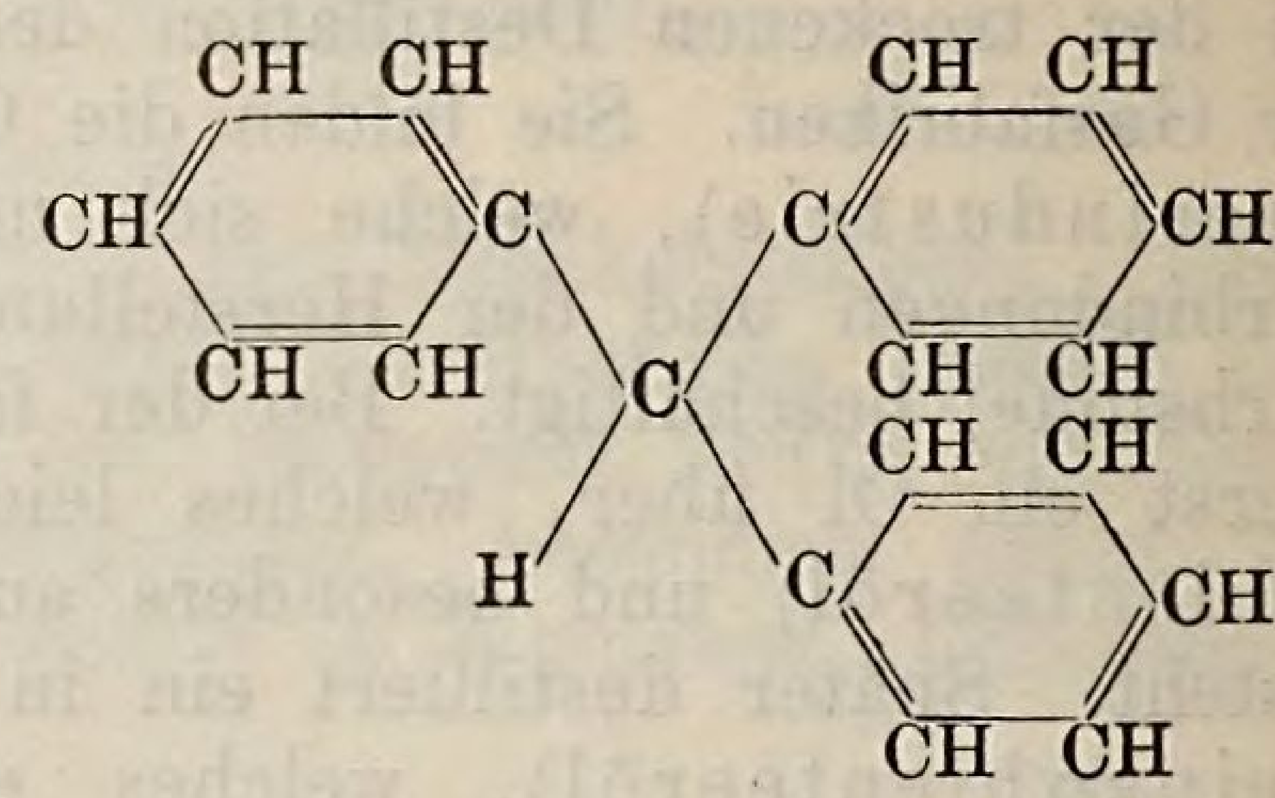
Diphenylmethan

$C_6H_5-CH_2—C_6H_5$

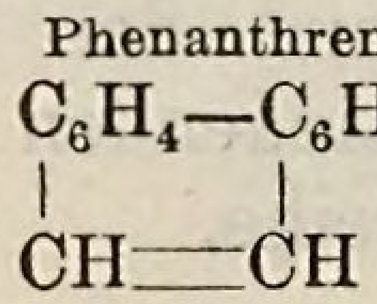
Letzteres kann als ein Methan, CH_4, betrachtet werden, in welchem 2 H-Atome durch je ein Radikal Phenyl, C_6H_5, ersetzt sind, daher der Name.

Das Phenanthren enthält drei Benzolkerne, von denen der eine mit den beiden anderen je 2 C-Atome gemeinschaftlich hat, und das Triphenylmethan drei vollständige Benzolkerne, welche durch die dreiwertige Gruppe ═CH— miteinander verbunden sind.

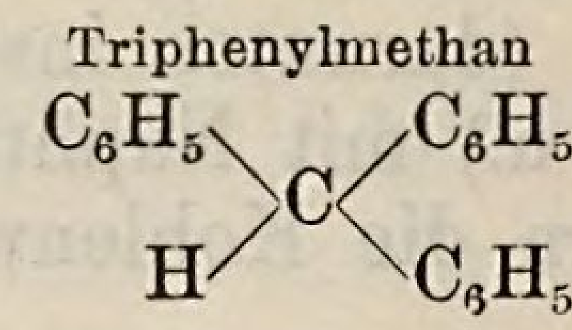




Phenanthren



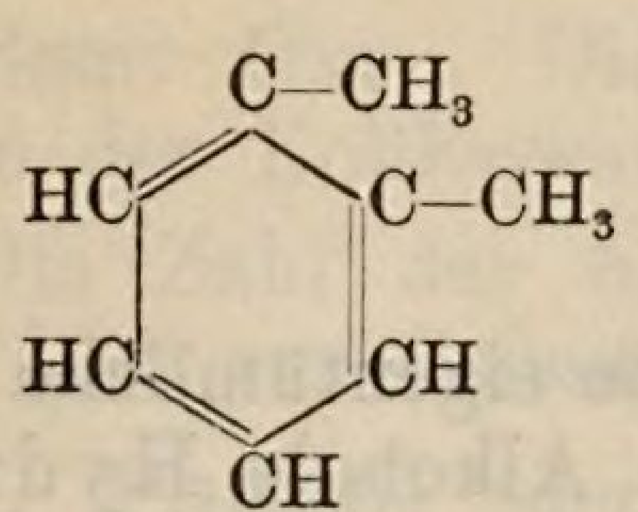
Triphenylmethan

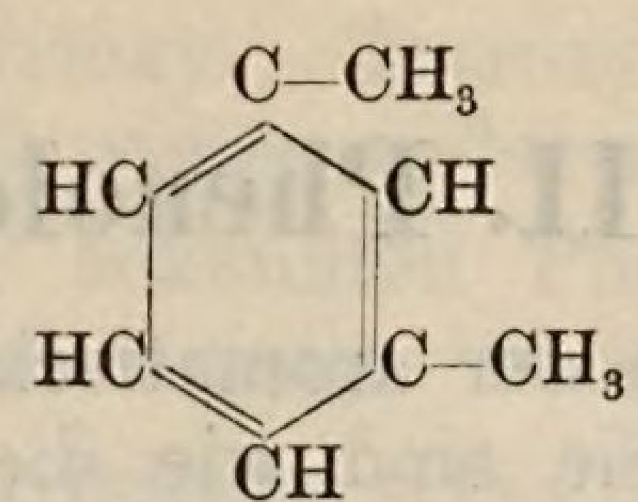


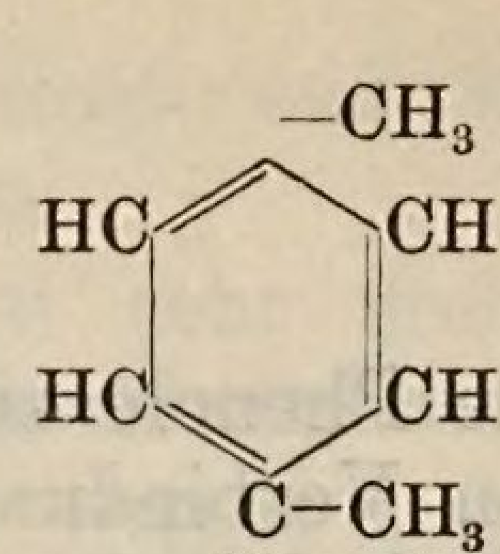
Letzteres kann als ein Methan, CH_4, betrachtet werden, in welchem 3 H-Atome durch je ein Radikal Phenyl, C_6H_5, ersetzt sind, daher der Name.

Die Annahme eines 6-gliedrigen Benzolringes ist zwar durchaus hypothetischer Natur, allein sie erklärt die aufserordentliche Mannigfaltigkeit und insbesondere auch die sehr zahlreichen Isomerien der aromatischen Verbindungen am besten und ist dadurch für das Verständnis der hier obwaltenden Gesetzmäfsigkeiten geradezu unentbehrlich geworden.

Sie erklärt die Bildung der homologen Glieder durch Ersetzung eines oder mehrerer H-Atome durch Methyl und führt insbesondere auch zum Verständnis der Thatsache, dafs nur die höheren homologen Glieder, bei denen mehrere H durch CH_3 vertreten sind, in verschiedenen isomeren Modifikationen vorkommen können, niemals aber das zweite der Reihe. So giebt es z. B. nur ein Toluol $(C_6H_5)CH_3$, weil es in diesem Falle gleichgültig ist, welches der sechs vertretbaren H-Atome im Benzolkern durch CH_3 substituiert ist. Beim Xylol oder Dimethylbenzol dagegen $(C_6H_4)(CH_3)_2$, wo zwei Methylgruppen in den Benzolkern eintreten, ist es nicht gleichgültig, ob diese an benachbarten Stellen, z. B. 1 und 2, Platz nehmen oder sich entfernter gruppieren, z. B. 1 und 3, oder endlich 1 und 4 (mit 1 und 2 würde 1 und 6, mit 1 und 3 aber 1 und 5 gleichbedeutend sein). Demnach kann es drei, aber auch höchstens drei isomere Dimethylbenzole geben, welche bei gleicher chemischer Zusammensetzung eine verschiedene Struktur besitzen und sich dementsprechend in ihren physikalischen Eigenschaften, sowie in ihrem chemischen Verhalten voneinander unterscheiden können, und dies ist in der That der Fall (s. o. S. 328). Man unterscheidet derartige Isomerien, die sich in der aromatischen Reihe überall wiederholen, nach der Stellung der in den Benzolkern eintretenden substituierenden Gruppen als Ortho- (Stellung 1, 2), Meta- (Stellung 1, 3) und Para- (Stellung 1, 4) Verbindungen.

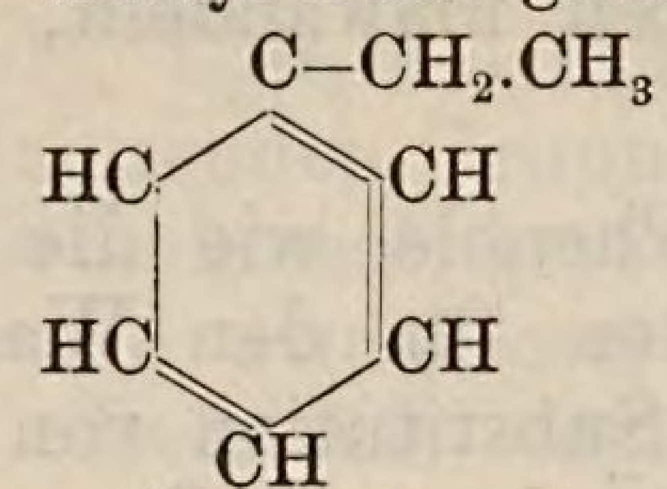

Orthoxylol
$C_6H_4(CH_3)^1(CH_3)^2$


Metaxylol
$C_6H_6(CH_3)^1(CH_3)^3$.

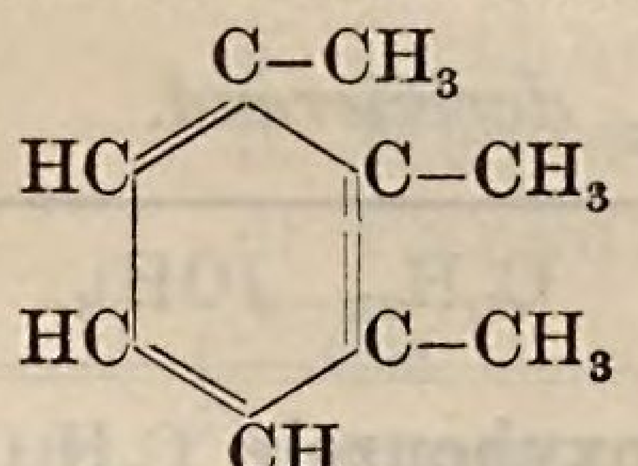

Paraxylol
$C_6H_4(CH_3)^1(CH_3)^4$

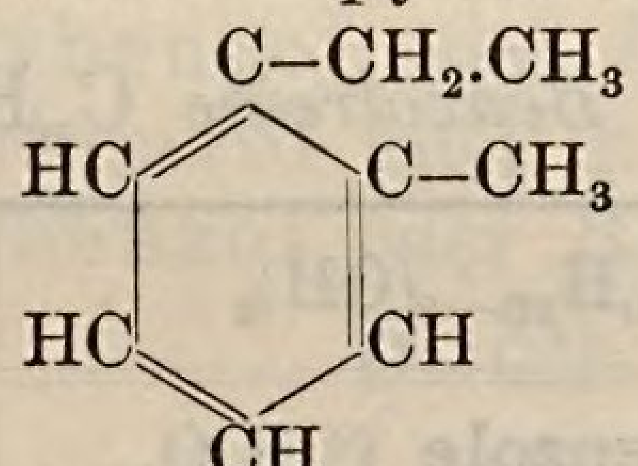
34. Weitere Isomerien werden dadurch möglich, dafs höhere Alkyle eintreten, z. B. Äthyl, C_2H_5, für 1 H, statt Dimethyl, $(CH_3)_2$, für 2 H, woraus die Verbindung Äthylbenzol, $C_6H_5(C_2H_5)$, resultiert, welche mit den obigen drei Xylolen die gleiche atomistische Zusammensetzung und dennoch eine verschiedene Struktur besitzt. Es läfst sich hiernach in vielen Fällen die Zahl der möglichen Isomerien im voraus berechnen, und sehr häufig ist es geschehen, dafs Verbindungen dieser Art, deren Existenz man vorausgesehen hat, nachträglich in der That aufgefunden worden sind.

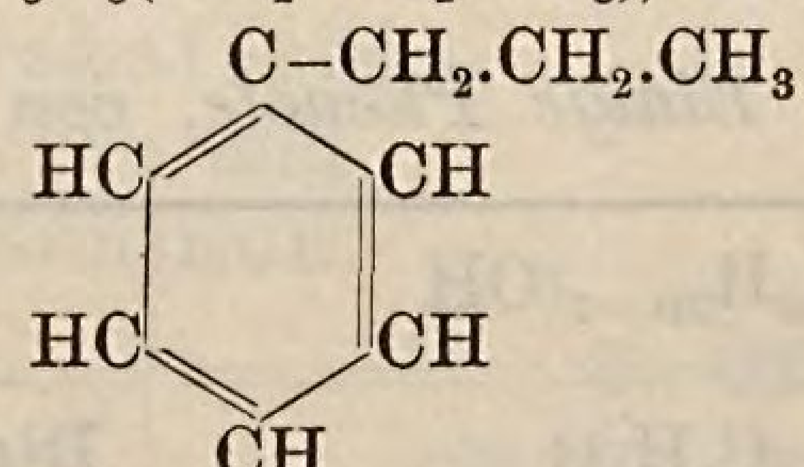
Da Äthyl als Methyl-Methyl, $CH_2.CH_3$, aufzufassen ist, so mufs das Äthylbenzol, wenn man seine Struktur vollig auflösen will, $C_6H_5(CH_2.CH_3)$, geschrieben werden, und es erscheint dann wie die Xylole als ein dimethyliertes Benzol, jedoch mit dem Unterschied, dafs in den Kern nur ein Methyl eingetreten ist, während das zweite Methyl nicht im Kern selbst, sondern im Methyl Platz genommen hat.


Äthbenzol
$C_6H_5(CH_2.CH_3)$

Geht die Homologisierung weiter, so kann durch Eintritt von 3 Methyl ein Kohlenwasserstoff von der Formel C_9H_{12} entstehen, und zwar können jene entweder 1. alle drei in den Kern eintreten, wodurch sich verschiedene Trimethylbenzole, $C_6H_3(CH_3)_3$, bilden, die je nach der relativen Stellung der Methylgruppen (z. B. 1, 2, 3 oder 1, 3, 4 etc.) wiederum in verschiedenen isomeren Zuständen auftreten können, oder 2. es wird 1 H im Kern durch Äthyl, $(CH_2.CH_3)$, und ein zweites H durch Methyl substituiert; $C_6H_4(CH_2.CH_3)(CH_3)$, welche Verbindung Athylmethylbenzol zu nennen ist, oder endlich 3. es wird im Kern nur 1 H durch Methyl ersetzt, durch dessen weitere Homologisierung mittels zweier Methylgruppen das Radikal Propyl, $CH_2.CH_2.CH_3$, entsteht, so dafs diese Verbindung dann Propylbenzol, $C_6H_5(CH_2.CH_2.CH_3)$, zu nennen ist.


Trimethylbenzol
$C_6H_3(CH_3)_3$


Äthylmethylbenzol
$C_6H_3(C_2H_5)(CH_3)$


Propylbenzol
$C_6H_3(C_3H_7)$

Auf diese Weise bilden sich sogenannte Seitenketten; welche mit dem Benzolkern nur durch ein C-Atom zusammenhängen und sich durch weitere Substitution immer mehr vergröfsern können.

Man unterscheidet demnach Substitution im Kern und Substitution in der Seitenkette, und hieraus erklärt sich die grofse Zahl und die grofse Mannigfaltigkeit der aromatischen Kohlenwasserstoffe, namentlich, wenn man bedenkt, dafs analoge Substitutionen nun auch in allen übrigen Reihen aufser der Benzolreihe vor sich gehen können.

II. Phenole.

35. Die Phenole sind eine der aromatischen Reihe eigentümliche Klasse von Verbindungen. Sie sind wie die fetten Alkohole Hydroxylderivate der Kohlenwasserstoffe (selbstverständlich der aromatischen), unterscheiden sich aber von jenen durch ihr Verhalten mannigfaltig. Während nämlich die fetten Alkohole gegen wässerige Alkalilösungen indifferent sind, gehen die Phenole damit salzartige Verbindungen ein, in denen der Wasserstoff des Hydroxyls durch ein Alkalimetall ersetzt ist, so dafs das Phenol diesem gegenüber gewissermafsen die Rolle einer Säure spielt.

$$\underset{\text{Phenol.}}{C_6H_5(OH)} + \underset{\text{Kaliumhydrat.}}{K(OH)} = \underset{\text{Phenolkalium.}}{C_6H_6(OK)} + \underset{\text{Wasser.}}{H_2O}$$

Diese Metallabkömmlinge der Phenole werden durch Säuren, selbst durch schwache, unter Abscheidung des Phenols leicht wieder zersetzt.

Ferner lassen sich die Phenole durch Oxydationsmittel nicht wie die fetten Alkohole in Säuren umwandeln, sondern werden dadurch in anderer Weise zersetzt.

Dagegen bilden die Phenole wie die fetten Alkohole durch Substitution von Alkoholradikalen für den Wasserstoff des Hydroxyls gemischte Äther und durch Substitution von Säureradikalen an derselben Stelle zusammengesetzte Äther, z. B.

$$\underset{\text{Methylphenol.}}{C_6H_5(O.CH_3)} \qquad \underset{\text{Essigsäurephenyläther.}}{C_6H_5(O.C_2H_3O)}$$

Als charakteristisches Unterscheidungskennzeichen für die Phenole, namentlich von den aromatischen Alkoholen (s. u.), gilt ferner, dafs das Hydroxyl stets im Kern und niemals in der Seitenkette steht, wenn eine solche vorhanden ist. So ist z. B. die Formel für das von dem Toluol (Methylbenzol) $C_6H_5.CH_3$ sich ableitende Phenol $C_6H_4(OH).(CH_3)$ und nicht $C_6H_5(CH_2.OH)$. Letzteres würde ein Alkohol sein.

Einige Phenole, von der Benzolreihe C_nH_{2n-6} *derivierend.*

$C_nH_{2n-7}(OH$	$C_nH_{2n-8}(OH)_2$	$C_nH_{2n-9}(OH)_3$
Phenol C_6H_6O **Kresol** C_7H_8O **Xylenol** $C_8H_{10}O$ **Mesitylol** $C_9H_{12}O$ **Thymol** $C_{10}H_{14}O$	**Dioxybenzole** $C_6H_6O_2$ a. Brenzkatechin b. Resorcin c. Hydrochinon **Dioxytoluole** $C_7H_8O_2$ a. Homobrenzkatechin b. Orcin c. Hydrotoluchinon **Dioxyxylole** $C_8H_{10}O_2$ a. β-Orcin b. Hydrophloron	**Trioxybenzole** $C_6H_6O_3$ a. Pyrogallol b. Phloroglucin **Trioxytoluole** $C_7H_8O_3$ Methylpyrogallol **Trioxyisoxylol** $C_8H_{10}O_3$ **Propylpyrogallol** $C_9H_{12}O_3$

Aufserdem: Oxy-, Dioxy-, Trioxy-, Tetroxy-, Pentoxy- und Hexaoxyderivate der Kohlenwasserstoffe vieler anderer Reihen.

Die Zahl der bis jetzt bekannten Phenole ist sehr grofs, doch mögen hier zur Orientierung nur einige wenige genannt werden.

1. **Phenol** oder **Karbolsäure** (Oxybenzol), $C_6H_6O = C_6H_5.OH$. Farblose, prismatische Krystalle von eigentümlichem, an Teer erinnernden Geruch und brennendem Geschmack, in Alkohol leicht, in Wasser weniger leicht löslich; Schmelzpunkt 42°, Siedepunkt 182°; ist ein energisch wirkendes Antisepticum (fäulniswidriges Mittel) und wird deshalb (im unreinen Zustand) zur Desinfektion von Abfallstoffen und (im reinen Zustand als stark verdünnte Lösung) in der Chirurgie bei der antiseptischen Wundbehandlung, sowie als Karbolwatte zu antiseptischen Verbänden benutzt. Da es aber, innerlich genommen, stark giftig wirkt, so ist es zur Konservierung von Nahrungsmitteln nicht verwendbar.

Das Phenol oder die Karbolsäure wird aus dem schweren Steinkohlenteeröl (S. 329) gewonnen, indem man dieses mit Kalilauge schüttelt, wobei in Wasser lösliches Phenolkalium entsteht, aus dem man es dann durch Zusatz einer Säure in freiem Zustand abscheidet.

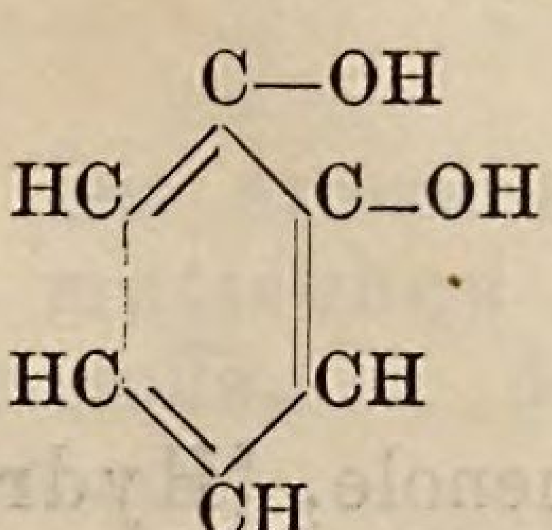
2. **Kresol** (Oxytoluol), $C_7H_8O = C_6H_4(OH).(CH_3)$. Je nach der relativen Stellung der substituierenden Gruppen OH und CH_3 im Benzolkern giebt es drei Kresole: Orthokresol (krystallinisch, von phenolartigem Geruch), Metakresol (flüssig) und Parakresol (krystallinisch, widerwärtig nach faulem Harn riechend). Letzteres entsteht wie das Phenol bei der Fäulnis der Eiweifskörper (neben geringen Mengen von Orthokresol).

Alle drei Kresole finden sich neben Phenol im schweren Steinkohlenteeröl und werden daraus wie dieses gewonnen.

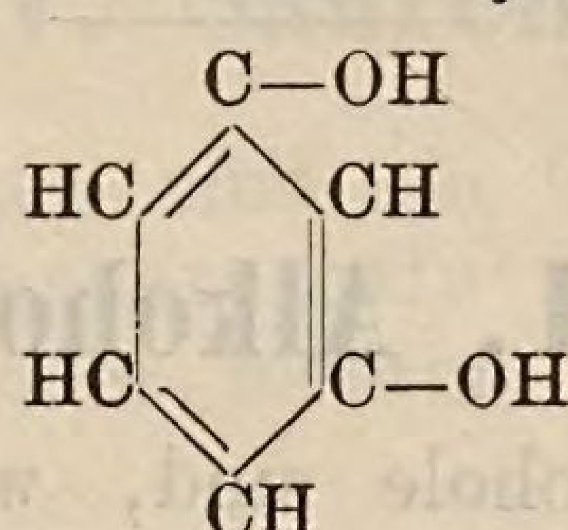
36. Wenn in den Benzolkern zwei Hydroxyle eintreten, so entstehen die sogenannten zweiatomigen Phenole:

Dioxybenzole, $C_6H_6O_2 = C_6H_4(OH)_2$. Es existieren drei isomere Verbindungen von dieser Zusammensetzung, welche sich durch die relative Stellung der zwei OH-Gruppen unterscheiden.

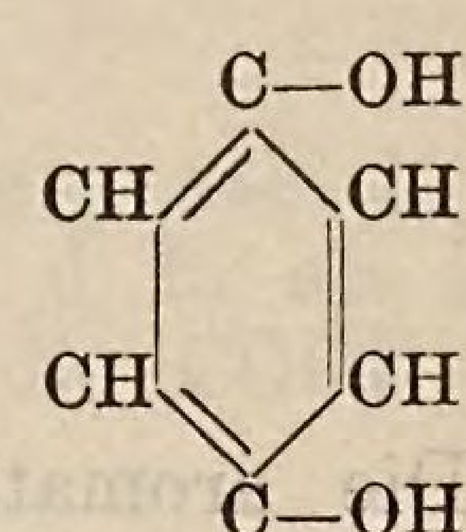
a. Orthodioxybenzol oder Brenzkatechin,
b. Metadioxybenzol oder Resorcin und
c. Paradioxybenzol oder Hydrochinon.



Brenzkatechin



Resorcin



Hydrochinon

Der Methyläther des Brenzkatechins, das Guajakol, $C_6H_4(O.CH_3).(OH)$, welcher durch den Eintritt einer Methylgruppe in das eine der beiden Hydroxyle entsteht, ist ein Bestandteil des aus dem Buchenholzteer gewonnenen Kreosots.

Dioxytoluole, $C_7H_8O_2 = C_6H_3(OH)_2.CH_3$; existieren ebenfalls in mehreren Modifikationen: Homobrenzkatechin, Orcin etc. Der dem Guajakol homologe Methyläther des ersteren, $C_6H_3(O.CH_3)(OH).(CH_3)$, oder das Kreosol, ist ebenfalls ein Bestandteil des Buchenholzteerkreosots.

Treten 3 Hydroxyle in den Benzolkern, so entstehen die dreiatomigen Phenole:

Trioxybenzole, $C_6H_6O_3 = C_6H_3(OH)_3$, von denen es verschiedene isomere giebt, z. B. das Pyrogallol oder die Pyrogallussäure, bildet sich bei der trockenen Destillation der Gallussäure (s. Säuren); dünne Blätter und nadelförmige Krystalle, deren Lösung in Kalilauge (1 Tl. in 40—50 Tln. Lauge v. spez. Gew. 1,050) rasch Sauerstoff aus der Luft absorbiert und sich dadurch dunkelbraun bis schwarz färbt; reduziert Gold-, Silber- und Quecksilbersalze und findet deshalb Anwendung in der Photographie (zum Hervorrufen des Bildes). — Der Dimenthyläther des Pyrogallols, $C_6H_3(O.CH_3)_2(OH)$, bildet einen Bestandteil des Buchenholzteerkreosots.

Auch diese zwei- und dreiatomigen Phenole, sowie ihre Methyläther wirken antiseptisch, sind aber weniger giftig als die Karbolsäure. Die konservierende Wirkung des Holzrauches (Räuchern von Fleischwaren) beruht auf dem Gehalt desselben an Phenol, Guajakol, Kreosol und dem Dimethyläther des Homobrenzkatechins, welche sich auf den zu räuchernden Waren niederschlagen und dieselben bis zu einer gewissen Tiefe durchdringen. Das Kreosot, welches aufser den genannten wohl noch andere Phenole und ähnlich konstituierte Methyläther enthält, wurde 1832 von REICHENBACH aus dem Holzteer zuerst dargestellt. Es bildet eine teerartig riechende, ölige, in Wasser schwer lösliche Flüssigkeit, welche medizinische Anwendung findet. — In neuerer Zeit versteht man unter der Bezeichnung „Kreosot" fälschlicherweise eine verdünnte Lösung von Karbolsäure, weshalb man zur Unterscheidung das echte Kreosot Buchenholzteerkreosot nennt.

Naphtol oder **Oxynaphtalin**, $C_{10}H_8O = C_{10}H_7(OH)$; das Phenol des Naphtalins. — Dioxynaphtalin, $C_{10}H_6(OH)_2$. — Trioxynaphtalin, $C_{10}H_5(OH)_3$.

Anthrol, $C_{14}H_9(OH)$; das Phenol des Anthracens.

III. Alkohole.

37. Die aromatischen Alkohole sind, wie die Phenole, Hydroxylderivate der Kohlenwasserstoffe, doch mit dem Unterschied, dafs das Hydroxyl nicht im Kern, sondern in der Seitenkette steht. Sie sind den Fettalkoholen sowohl nach ihrer Bildungsweise, als auch in ihrem Verhalten ganz analog und unterscheiden sich von den Phenolen dadurch, dafs sie mit wässerigen Alkalilösungen keine salzartigen Ver-

bindungen geben und durch Oxydationsmittel in Säuren umgewandelt werden (s. aromatische Säuren). Durch Substitution von fetten oder aromatischen Alkoholradikalen im Hydroxyl bilden sie wie die Phenole einfache oder gemischte Äther und durch Substitution von Säureradikalen an derselben Stelle zusammengesetzte Äther. Die Zahl der bis jetzt bekannten aromatischen Alkohole ist im Vergleich mit der der Phenole aufserordentlich gering.

Benzylalkohol, $C_7H_8O = C_6H_5(CH_2.OH)$. Ist mit dem Kresol isomer. Farblose Flüssigkeit von schwachem, angenehmem Geruch; geht bei der Oxydation zuerst in Bittermandelöl (s. Aldehyde) und dann in Benzoësäure über.

IV. Aldehyde.

Die aromatischen Aldehyde sind denen der fetten Reihe ganz analog. Sie entstehen durch Oxydation der Alkohole, indem die Alkoholgruppe CH_2OH in die Aldehydgruppe COH übergeht, sie können aber auch durch Reduktion von Säuren entstehen, wobei der Carboxylgruppe COOH ein Atom O entzogen wird.

Benzaldehyd oder **Bittermandelöl,** $C_7H_6O = C_6H_5(COH)$, bildet sich durch Oxydation von Benzylalkohol, $C_6H_5(CH_2OH)$, oder Reduktion von Benzoësäure, $C_6H_5(COOH)$, durch Natriumamalgam in der obengenannten Weise; ferner durch Oxydation von Toluol, $C_6H_5(CH_3)$, sowie auch durch Gärung des in den bitteren Mandeln enthaltenen Amygdalins (s. Gärung). Angenehm nach bitteren Mandeln riechende, ölige Flüssigkeit; geht durch Aufnahme von Sauerstoff in Benzoësäure über.

Toluylaldehyd, $C_8H_8O = C_6H_4(CH_3)(COH)$.

V. Säuren.

38. Die aromatischen Säuren sind als Carboxylderivate der aromatischen Kohlenwasserstoffe aufzufassen, d. h. als Kohlenwasserstoffe, in denen ein oder mehrere H durch die COOH-Gruppe ersetzt sind.

Da die Zahl der aromatischen Kohlenwasserstoffe sehr grofs ist, und die Substitution der Carboxylgruppe im Kern und auch in der Seitenkette stattfinden kann, so ist es begreiflich, dafs auch die Zahl der aromatischen Säuren höchst bedeutend sein mufs. In der That bilden sie die an Arten reichste Klasse der aromatischen Verbindungen.

Allgemeines Formelschema für die Reihen der aromatischen Säuren.

$C_nH_{2n-8}O_2$	$C_nH_{2n-8}O_3$	$C_nH_{2n-8}O_4$	$C_nH_{2n-8}O_5$	$C_nH_{2n-8}O_6$	$C_nH_{2n-8}O_7$	$C_nH_{2n-8}O_8$
$C_nH_{2n-10}O_2$	$C_nH_{2n-10}O_3$	$C_nH_{2n-10}O_4$	$C_nH_{2n-10}O_5$	$C_nH_{2n-10}O_6$	$C_nH_{2n-10}O_7$	$C_nH_{2n-10}O_8$
$C_nH_{2n-12}O_2$	$C_nH_{2n-12}O_3$	$C_nH_{2n-12}O_4$	$C_nH_{2n-12}O_5$	$C_nH_{2n-12}O_6$	$C_nH_{2n-12}O_7$	$C_nH_{2n-12}O_8$
$C_nH_{2n-14}O_2$	$C_nH_{2n-14}O_3$	$C_nH_{2n-14}O_4$	$C_nH_{2n-14}O_5$	$C_nH_{2n-14}O_6$	$C_nH_{2n-14}O_7$	$C_nH_{2n-14}O_8$
$C_nH_{2n-16}O_2$	$C_nH_{2n-16}O_3$	$C_nH_{2n-16}O_4$	$C_nH_{2n-16}O_5$	$C_nH_{2n-16}O_6$	$C_nH_{2n-16}O_7$	$C_nH_{2n-16}O_8$
$C_nH_{2n-18}O_2$	$C_nH_{2n-18}O_3$	$C_nH_{2n-18}O_4$	$C_nH_{2n-18}O_5$	$C_nH_{2n-18}O_6$	$C_nH_{2n-18}O_7$	$C_nH_{2n-18}O_8$
$C_nH_{2n-20}O_2$	$C_nH_{2n-20}O_3$	$C_nH_{2n-20}O_4$	$C_nH_{2n-20}O_5$	$C_nH_{2n-20}O_6$	$C_nH_{2n-20}O_7$	$C_nH_{2n-20}O_8$
$C_nH_{2n-22}O_2$	$C_nH_{2n-22}O_3$	$C_nH_{2n-22}O_4$	$C_nH_{2n-22}O_5$	$C_nH_{2n-22}O_6$	$C_nH_{2n-22}O_7$	$C_nH_{2n-22}O_8$
$C_nH_{2n-24}O_2$	$C_nH_{2n-24}O_3$	$C_nH_{2n-24}O_4$	$C_nH_{2n-24}O_5$	$C_nH_{2n-24}O_6$	$C_nH_{2n-24}O_7$	$C_nH_{2n-24}O_8$
$C_nH_{2n-26}O_2$	$C_nH_{2n-26}O_3$	$C_nH_{2n-26}O_4$	$C_nH_{2n-26}O_5$	$C_nH_{2n-26}O_6$	$C_nH_{2n-26}O_7$	$C_nH_{2n-26}O_8$
$C_nH_{2n-28}O_2$	$C_nH_{2n-28}O_3$	$C_nH_{2n-28}O_4$	$C_nH_{2n-28}O_5$	$C_nH_{2n-28}O_6$	$C_nH_{2n-28}O_7$	$C_nH_{2n-28}O_8$
$C_nH_{2n-30}O_2$	$C_nH_{2n-30}O_3$	$C_nH_{2n-30}O_4$	$C_nH_{2n-30}O_5$	$C_nH_{2n-30}O_6$	$C_nH_{2n-30}O_7$	$C_nH_{2n-30}O_8$

Jede Formel repräsentiert eine Reihe, in der n den Wert einer ganzen Zahl von 7 bis 30 und darüber hinaus annehmen kann. Nicht alle Reihen sind bekannt, auch nicht alle Glieder derselben, in den höheren Reihen sogar nur wenige, oft einzelne. Dagegen kennt man noch Reihen mit O_9, O_{10}, O_{11}, O_{12} etc., sowie solche mit weniger H als H_{2n-30}, sowohl dafs das Schema so nach der Seite als auch nach unten hin verlängert werden mufs. Ferner existieren viele Glieder in mehreren isomeren Formen, deren Zahl 3, 4, nicht selten 10 und mehr betragen kann. Hierdurch wächst die Zahl der bekannten Glieder bedeutend.

Beispiele für die Entwickelung einzelner Reihen.

$C_nH_{2n-8}O_2$)	$C_nH_{2n-10}O_2$	$C_nH_{2n-8}O_3$	$C_nH_{2n-8}O_5$
Benzoesäure $C_7H_6O_2$. **Toluylsäure** $C_8H_8O_2$, im ganzen 4 isomere. **Mesitylensäure** $C_9H_{10}O_2$ und 9 isomere. **Cumylsäure** $C_{10}H_{12}O_2$ und 7 isomere etc.	**Zimtsäure** $C_9H_7O_3$ und 2 isomere. **Phenylcrotonsäure** $C_{10}H_{10}O_2$ und 3 isomere. **Phenylangelicas.** $C_{11}H_{12}O_2$ und 3 isomere **Cumenylakrylsäure** $C_{12}H_{11}O_2$ etc.	**Salicylsäure** $C_7H_6O_3$ und 2 isomere. **Oxytoluylsäure** $C_8H_8O_3$ und 13 isomere. **Oxymesitylensäure** $C_9H_{10}O_3$ und 13 isomere. **Oxycuminsäure** $C_{10}H_{12}O_3$ und 11 isomere etc.	**Gallussäure** $C_7H_6O_5$ und 2 isomere **Normeconinsäure** $C_8H_8O_5$ und 3 iso mere. etc.

Benzoësäure, $C_7H_6O_2 = C_6H_5.COOH$. Das niedrigste Glied der ersten Reihe, $(C_nH_{2n-8})O_2$, überhaupt der aromatischen Säuren. Findet sich fertig gebildet im Benzoëharz, Perubalsam und Tolubalsam, aus denen sie dargestellt werden kann. Entsteht bei der Oxydation von Benzylalkohol, Benzaldehyd und vieler anderer aromatischer Verbindungen. Weifse, glänzende Krystallnadeln oder Blätter, sublimiert schon bei 100°. Ihr Dampf reizt stark zum Husten.

Salicylsäure, $C_7H_6O_3 = C_6H_4.(OH)(COOH)$. Das erste Glied der Reihe $C_nH_{2n-8}O_3$. Unterscheidet sich von der Benzoësäure in ihrer Zusammensetzung dadurch, dafs eins von den noch übrigen 5 H im Benzolkern durch Hydroxyl ersetzt ist. Sie ist also eine Oxybenzoësäure,

und zwar wird sie als Orthooxybenzoësäure aufgefafst, d. h. als eine solche, bei welcher die OH-Gruppe der COOH-Gruppe benachbart ist. (Aufserdem existiert noch eine Meta- und Paraoxybenzoësäure.) Die Salicylsäure bildet kleine weifse Krystalle, welche in kaltem Wasser sehr schwer, in Alkohol und Äther leichter löslich sind. Sie kommt fertig gebildet in den Blüten von Spiraea ulmaria vor und wird fabrikmäfsig durch Einwirkung von Kohlensäure auf Phenolnatrium (s. S. 332) bei höherer Temperatur gewonnen.

$$\underset{\text{Phenolnatrium.}}{2C_6H_5.ONa} + CO_2 = \underset{\text{Natriumsalicylat.}}{C_6H_4.ONa.COONa} + C_6H_5OH$$

Es bildet sich hierbei das Natriumsalz der Salicylsäure, $C_7H_4Na_2O_3$, und die Hälfte des Phenols wird regeneriert. Die Salicylsäure hat wegen ihrer antiseptischen Eigenschaften grofse Bedeutung gewonnen und dient vielfach zur Konservierung von Nahrungsmitteln, sowie als Medikament meist in Form ihres Natriumsalzes.

Zimtsäure, $C_9H_8O_2 = C_8H_7.COOH$, der Reihe der $C_nH_{2n-10}O_2$ angehörig. Leitet sich ihrer Zusammensetzung nach von einem Kohlenwasserstoff C_8H_8 (Styrol) ab und findet sich fertig gebildet im flüssigen Storax, im Tolubalsam und im Perubalsam und kann auf verschiedenen Wegen künstlich dargestellt werden, z. B. aus Benzaldehyd. Sie hat in neuerer Zeit eine technische Bedeutung gewonnen, da sie als Ausgangspunkt für die künstliche Darstellung des Indigo dient.

Phtalsäure, $C_8H_6O_4 = C_6H_4(COOH)_2$, der Reihe $C_nH_{2n-10}O_4$ angehörig. Bildet sich bei der Oxydation des Naphtalins und noch auf verschiedenen anderen Wegen. Ihr Anhydrid, $C_8H_4O_3$, dient zur Darstellung gewisser Farbstoffe (Phtaleïne) aus Phenolen (s. Phenolfarbstoffe).

39. **Gallussäure,** $C_7H_6O_5 = C_6H_2(OH)_3COOH$, der Reihe $C_nH_{2n-8}O_5$ angehörig. Ist eine Trioxybenzoësäure, welche in den Galläpfeln, im Sumach und anderen Gerbmaterialien, in der Granatwurzelrinde, im chinesischen Thee und mehreren anderen Pflanzen, sowie auch in manchen Sorten Rotwein vorkommt. Sie bildet seideglänzende Nadeln von schwach herbem, zusammenziehendem, säuerlichem Geschmack, welche $2H_2O$ Krystallwasser enthalten, und zerfällt bei der trockenen Destillation in Pyrogallol, $C_6H_3(OH)_3$, und Kohlensäure. Auf künstlichem Wege wird sie durch Kochen von Tannin mit verdünnter Schwefelsäure dargestellt.

Tannin, Digallussäure oder **Galläpfelgerbsäure,** $C_{14}H_{10}O_9$. Findet sich in grofser Menge in den Galläpfeln und im Sumach, woraus sie durch Extraktion mit einem Gemisch von Äther und Alkohol gewonnen wird. Sie ist als eine Verbindung von 2 Molekülen Gallussäure minus 1 Molekül Wasser zu betrachten:

$$2C_7H_6O_5 - H_2O = C_{14}H_{10}O_9,$$

und zerfällt auch in dieser Weise, wenn man sie mit verdünnter Schwefelsäure kocht (Darstellung der Gallusäure). Farblose, amorphe Masse,

in Wasser leicht löslich, von zusammenziehendem Geschmack; giebt mit Eisensalzen eine tief dunkelblaue Färbung, deshalb Anwendung zur Bereitung von Tinte. (Schwarzwerden der Messer beim Schneiden von Äpfeln etc.)

Der Galläpfelgerbsäure ähnliche, jedoch nicht mit ihr identische Verbindungen finden sich in sehr vielen Pflanzen und werden mit dem allgemeinen Namen Gerbstoffe bezeichnet. Sie verhalten sich wie schwache Säuren und zeichnen sich durch herben, zusammenziehenden Geschmack aus, besitzen die Eigenschaft, eine Lösung von Eisenchlorid entweder blau oder grün zu färben, Lösungen von Eiweifs oder Leim zu fällen und tierische Häute in Leder umzuwandeln (Gerberei). Unter diesen ist namentlich der Eichengerbstoff aus der Rinde der Eichen bemerkenswert, welcher der wirksame Bestandteil der Gerberlohe ist. Er ist von dem Tannin insofern verschieden, als er sich durch Kochen mit Säuren nicht in Gallussäure spalten läfst und durch trockene Destillation kein Pyrogallol giebt. Andererseits unterscheidet sich das Tannin von ihm dadurch, dafs es zur Lederfabrikation völlig ungeeignet ist.

Aufser dem Eichengerbstoff sind zu nennen: der Chinagerbstoff in der Chinarinde, der Katechugerbstoff im Katechu (dem Extrakt verschiedener ostindischer Akazienarten), der Moringerbstoff im Gelbholz, Kaffeegerbstoff in den Kaffeebohnen. Im chinesischen Thee findet sich aufser Gallussäure noch eine gewisse Menge Eichengerbstoff.

VI. Nitro-, Amido- und Azoderivate.

1. Nitroderivate (Nitrokörper),

40. Nitroderivate sind organische Verbindungen, in denen der Wasserstoff durch die Nitrogruppe NO_2 ersetzt ist. Die Verbindungen der aromatischen Reihe sind im allgemeinen sehr geneigt, bei der Behandlung mit konzentrierter Salpetersäure in Nitrokörpern überzugehen. Hierbei tritt das Radikal der Salpetersäure an die Stelle von 1 Atom Wasserstoff, welcher sich mit dem Hydroxyl der Salpetersäure zu Wasser verbindet. Z. B.

$$\underset{\text{Benzol.}}{C_6H_6} + \underset{\text{Salpetersäurehydrat.}}{NO_2(HO)} = \underset{\text{Nitrobenzol.}}{C_6H_5(NO_2)} + \underset{\text{Wasser.}}{H_2O}.$$

Energischer noch wirkt ein Gemenge von 1 Teil konzentrierter Salpetersäure und 2 Teilen konzentrierter Schwefelsäure, wobei die letztere das bei der Reaktion entstehende Wasser bindet und so Veranlassung zur Entstehung höherer Derivate (Di-, Tri-Nitrokörper etc.) giebt.

Nitrobenzol, $C_6H_5(NO_2)$, auch unechtes Bittermandelöl oder Mirbanöl genannt. Entsteht durch Behandlung von Benzol mit rauchender Salpetersäure; hellgelbe, ölige, stark nach Bittermandelöl riechende Flüssigkeit, wird deshalb in der Parfümerie und Seifenfabrikation verwendet (sog. Mandelseife).

Nitrotoluol, $C_6H_4(NO_2).CH_3$ etc.

Trinitrophenol oder **Pikrinsäure,** $C_6H_2(NO_2)_3.OH$, entsteht durch Nitrierung von Phenol (Karbolsäure); ferner durch Einwirkung von

konzentrierter Salpetersäure auf verschiedene organische Substanzen, z. B. Harz, Seide, Haut, Leder, Wolle. Die Pikrinsäure bildet kleine, gelblich gefärbte Krystalle von äufserst bitterem Geschmack (giftig!), welche sich in Wasser zu einer intensiv gelben Flüssigkeit lösen. Mit dieser Lösung läfst sich Wolle und Seide sehr schön gelb färben, die Säure findet daher als Farbstoff Benutzung. Mit Basen bildet sie Salze (Pikrate), welche aber wegen ihres hohen Sauerstoffgehalts auf Stofs sehr heftig explodieren.

2. Amidoderivate.[1]

41. Amidoderivate entstehen durch Einwirkung reduzierender Substanzen auf die Nitrokörper, indem die Gruppe NO_2 in die Amidogruppe NH_2 umgewandelt wird. Als Reduktionsmittel wendet man gewöhnlich Schwefelwasserstoff oder ein Gemenge von Zinn und Salzsäure oder von Eisen und Essigsäure etc. an. Im ersten Falle wird Schwefel abgeschieden, in den beiden anderen Fällen wirkt nicht nur der naszierende Wasserstoff, sondern auch das daraus sich bildende metallische Oxydulsalz (Stanno-, Ferrosalz) reduzierend. Zur Umwandlung der NO_2-Gruppe in die NH_2-Gruppe sind 6 Atome Wasserstoff nötig.

Die Eigenschaften der Amidoderivate sind je nach der Natur der Verbindungen, von denen sie derivieren, verschieden. Die Amidoderivate der aromatischen Kohlenwasserstoffe haben basische Eigenschaften und lassen sich in einiger Hinsicht mit den Aminen oder Alkoholbasen der fetten Reihe vergleichen.

Amidobenzol oder **Anilin,** $C_6H_7N = C_6H_5(NH_2)$, farblose, ölige Flüssigkeit von eigentümlichem Geruch, wird an der Luft braun. Siedepunkt 184°; giebt mit Säuren wohl charakterisierte Salze, indem es sich (wie das Ammoniak) direkt mit den Säurehydraten verbindet, z. B. $C_6H_7N.HNO_3$, $C_6H_7N.HCl$, $(C_6H_7N)_2.H_2SO_4$ etc.

Das Anilin entsteht durch Reduktion des Nitrobenzols, welche man bei der Darstellung im grofsen in der Regel durch Eisenfeile und Essigsäure oder Salzsäure ausführt. Hierbei bildet sich durch den naszierenden Wasserstoff das entsprechende Anilinsalz der angewendeten Säure.

$$C_6H_5.NO_2 + 6H + HCl = C_6H_5NH_2.HCl + 2H_2O.$$

Dieses wird mit Kalk versetzt und mit überschüssigem Wasserdampf erhitzt, wobei die freie Base (Anilin) abgeschieden wird und überdestilliert:

$$2C_6H_5(NH_2)HCl + Ca(OH)_2 = 2C_6H_5(NH_2) + CaCl_2 + 2H_2O.$$

Durch Einführung von Alkohol- oder Säureradikalen in die Amidogruppe des Anilins entstehen zahlreiche Derivate; jene entsprechen den Aminen, diese den Amiden der Fettreihe, z. B.

$C_6H_5.NH(CH_3)$ Methylanilin	$C_6H_5NH(CNO)$ Formanilid
$C_6H_5.N(CH_3)_2$ Dimethylanilin	$C_6H_5NH(C_2H_3O)$ Acetanilid
$C_6H_5.NH(C_2H_5)$ Äthylanilin	etc.

1) Auch Aminoderivate genannt.

Das Anilin wurde zuerst (1826) durch trockene Destillation von Indigo (*Indigofera Anil*) erhalten und deshalb von dem Entdecker (UNVERDORBEN) Anilin genannt. Später wurden verschiedene andere Entstehungsweisen beobachtet. Unter anderem findet es sich auch unter den Destillationsprodukten des Steinkohlenteers (S. 329). Aus Nitrobenzol wurde es zuerst von ZININ (durch Reduktion mittels Schwefelammonium) im Jahre 1841 dargestellt.

Seine Hauptverwendung findet das (rohe) Anilin als Anilinöl wegen seiner Eigenschaft, mit oxydierenden Substanzen und anderen Reagenzien die verschiedenartigsten Farbstoffe zu bilden (Anilinfarben, s. Farbstoffe).

Amidotoluol oder **Toluidin,** $C_6H_4(NH_2)CH_3$, entsteht auf ähnliche Weise wie das Anilin aus dem Toluol und bildet, je nach der relativen Stellung der NH_2- und CH_3-Gruppen, drei Isomere: Ortho-, Meta- und Paratoluidin. Es findet bei der Darstellung der Anilinfarbstoffe Verwendung.

3. Azoderivate.

Azoderivate sind Zwischenstufen zwischen den Nitro- und Amidoderivaten. Sie entstehen durch gemäfsigte Reduktion der ersteren, z. B. durch Einwirkung von alkoholischer Kalilauge (wobei der Alkohol zu Aldehyd oxydiert wird) oder von Natriumamalgam auf Nitrokörpern. Sie sind in ihrer Zusammensetzung dadurch charakterisiert, dafs sie die zweiwertige Gruppe —N=N— (Azogruppe) enthalten, welche die Reste von zwei ihres Sauerstoffs beraubten Molekülen eines Nitrokörpers verbindet, was z. B. durch die Entstehung von Azobenzol aus Nitrobenzol bei Einwirkung von naszierendem Wasserstoff (Natriumamalgam und Wasser) auf letzteres anschaulich wird:

$$\begin{matrix} C_6H_5.N{=}O_2 \\ C_6H_5.N{=}O_2 \end{matrix} + 8H = \begin{matrix} C_6H_5.N \\ \| \\ C_6H_5.N \end{matrix} + 4H_2O$$

2 Mol. Nitrobenzol 1 Mol. Azobenzol.

Die Zahl der Azoverbindungen ist sehr grofs; sie finden sich in fast allen Körperklassen der aromatischen Reihe und haben eine besondere Wichtigkeit dadurch erlangt, dafs viele ihrer Derivate Farbstoffe sind, welche in grofsen Mengen künstlich dargestellt werden.

Die Azokörper sind nicht die einzige Zwischenstufe zwischen den Nitro- und Amidokörpern; vielmehr existiert noch eine Zwischenstufe nach der Seite der ersteren (Azoxyverbindungen) und eine andere nach der Seite der letzteren (Hydrazoverbindungen) wie sich aus folgender Zusammenstellung der entsprechenden Derivate des Benzols ergiebt:

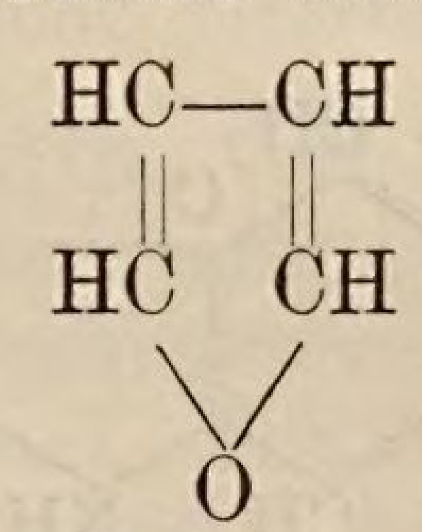
$\begin{matrix} C_6H_5-NO_2 \\ C_6H_5-NO_2 \end{matrix}$	$\begin{matrix} C_6H_5-N \\ \vert \\ C_6H_5-N \end{matrix}\!>\!O$	$\begin{matrix} C_6H_5-N \\ \| \\ C_6H_5-N \end{matrix}$	$\begin{matrix} C_6H_5-NH \\ \vert \\ C_6H_5-NH \end{matrix}$	$\begin{matrix} C_6H_5-NH_2 \\ C_6H_5-NH_2 \end{matrix}$
Nitrobenzol	Azoxybenzol	Azobenzol	Hydrazobenzol	Amidobenzol
2 Mol.	je 1 Mol.			2 Mol.

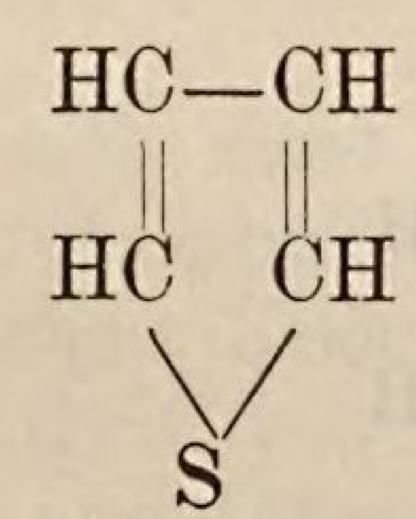
VII. Verbindungen mit O-, S- oder N-haltigen Kernen.

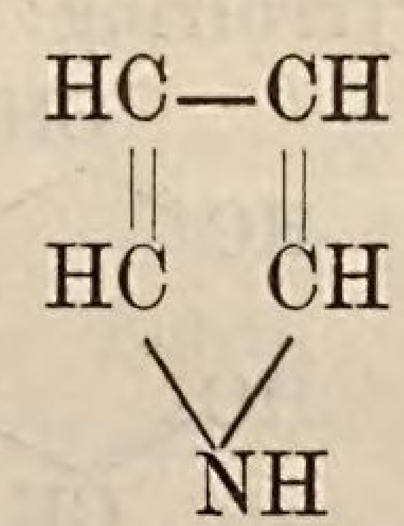
42. Während alle bisher beschriebenen (eigentlichen) aromatischen Verbindungen sich von dem sechsgliedrigen, ringförmig geschlossenen Benzolkern ableiten lassen, der blofs aus C-Atomen besteht, existieren noch andere Verbindungen, deren Kern durch ein Atom eines anderen mehrwertigen Elements ringförmig geschlossen ist. Diese Verbindungen zeigen (trotz ihrer abweichenden Struktur) grofse Ähnlichkeit mit den eigentlichen aromatischen Körpern, und man pflegt sie deshalb diesen zuzuzählen.

1. Furfuran, Thiophen, Pyrrol.

Der Kern dieser Körper und ihrer Derivate ist nicht, wie der Benzolkern, sechs-, sondern nur fünfgliedrig; er besteht aus vier C-Atomen, deren ringförmiger Schlufs durch ein Sauerstoff-, Schwefel- oder Stickstoffatom bewirkt ist. Alle drei bilden, wie das Benzol und dessen Derivate, homologe Reihen, Alkohole, bezw. Phenole, Säuren, Aldehyde, Ketone etc.


Furfuran.


Thiophen.


Pyrrol.

Furfuran, C_4H_4O, bildet sich bei der trockenen Destillation des Fichtenholzes und ist im Vorlauf des dabei gewonnenen Teers enthalten. Farblose Flüssigkeit von eigentümlichem Geruch; Siedep. 32°.

Homologe: Methylfurfuran, $C_4H_3(CH_3)O$, Dimethylfurfuran, $C_4H_2(CH_3)_2O$.
Alkohol: Furfuranalkohol, $C_4H_3(CH_2.OH)O$.
Aldehyd: Furfurol, $C_4H_3(COH)O$, entsteht durch Destillation von Weizenkleie mit verdünnter Schwefelsäure; farblose, aromatisch riechende Flüssigkeit; Siedep. 162°.
Säure: Furfurankarbonsäure oder Brenzschleimsäure, $C_4H_3(COOH)O$.

Thiophen, C_4H_4S, zeigt volle Ähnlichkeit mit dem Benzol, findet sich wie dieses im Steinkohlenteer und destilliert, da es fast denselben Siedepunkt hat wie Benzol, mit diesem zugleich über, so dafs es stets im Rohbenzol enthalten ist. Es wird daraus durch Schütteln mit konzentrierter Schwefelsäure abgeschieden. Farblose, benzolähnlich riechende Flüssigkeit, Siedep. 84°, spez. Gew. 1,062.

Homologe: Thiotolen oder Methylthiophen, $C_4H_3(CH_3)S$.
Thioxen oder Dimethylthiophen, $C_4H_2(CH_3)_2S$.
Äthylthiophen, $C_4H_3(C_2H_5)S$.

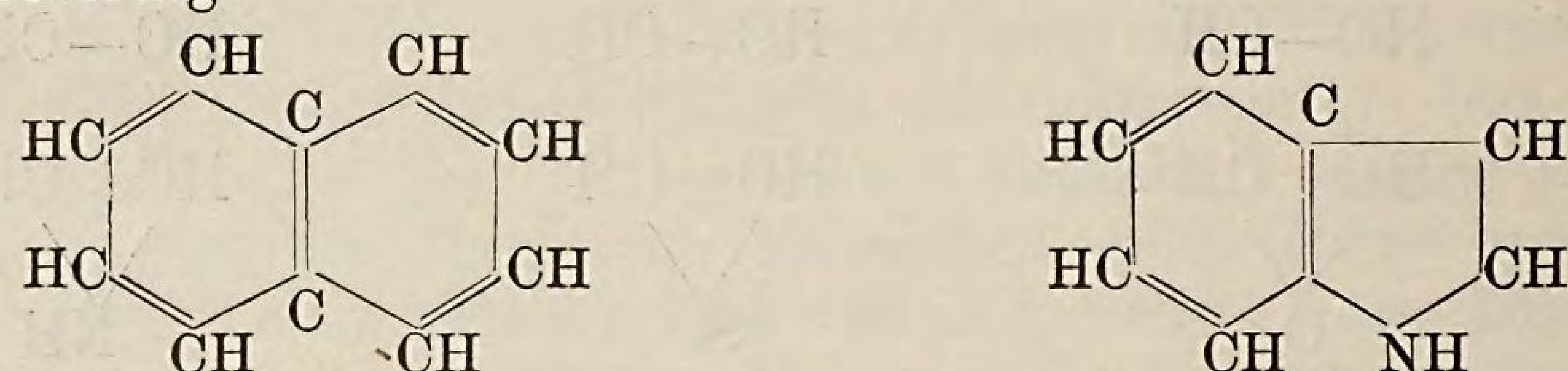
Alkohol: Thiophenalkohol, $C_4H_3(CH_2.OH)S$.
Phenole: Oxythiophen, $C_4H_3(OH)S$.
Oxythiotolen, $C_4H_2(CH_2)(OH)S$.
Säuren: Thiophenkarbonsäure, $C_4H_3(COOH)S$.
Thiotolenkarbonsäure, $C_4H_2(CH_3)(COOH)S$.

Pyrrol, C_4H_5N, findet sich im Steinkohlenteer und im Knochenteer. Farblose, chloroformähnlich riechende Flüssigkeit; Siedep. 131°, spez. Gew. 0,975. Seine Dämpfe färben einen mit Salzsäure befeuchteten Fichtenspan, anfangs blafs, später intensiv karminrot.

Homologe: Methylpyrrol, $C_4H_4(CH_3)N$.
Äthylpyrrol, $C_4H_4(C_2H_5)N$ etc.
Säuren: Pyrrolkarbonsäure, $C_4H_4(COOH)N$.
Methylpyrrolkarbonsäure $C_4H_3(CH_3)(COOH)N$ etc.

2. Benzopyrrol oder Indol.

Die hierher gehörigen Verbindungen leiten sich vom Indol ab, einem Körper, der — ähnlich wie das Naphtalin — als das Kondensationsprodukt zweier geschlossener Ringe zu betrachten ist, die zwei C-Atome gemeinschaftlich haben; während aber das Naphtalin aus zwei gleichartigen sechsgliedrigen Ringen (zwei Benzolkernen) besteht, enthält das Indol nur einen Benzolkern und, mit diesem verbunden, einen fünfgliedrigen Pyrrolring:



Naphtalin Indol

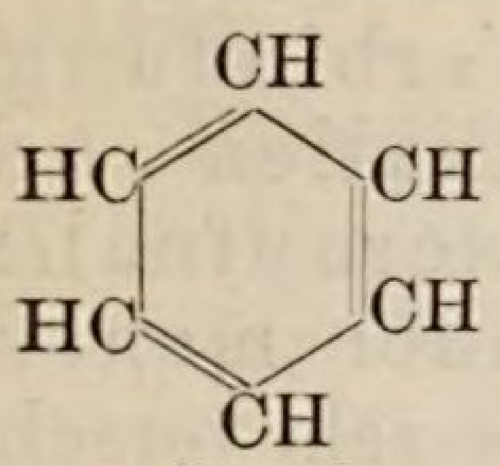
Indol, C_8H_7N, entsteht auf verschiedene Weise, unter anderm auch bei der Fäulnis der Eiweifskörper und findet sich deshalb unter den Produkten der Darmfäulnis in den menschlichen Fäces (siehe S. 358). Glänzende Krystallblättchen von eigenartigem, widerlichem Geruch; Schmelzp. 52°. Färbt einen mit Salzsäure be- feuchteten Fichtenspan kirschrot.

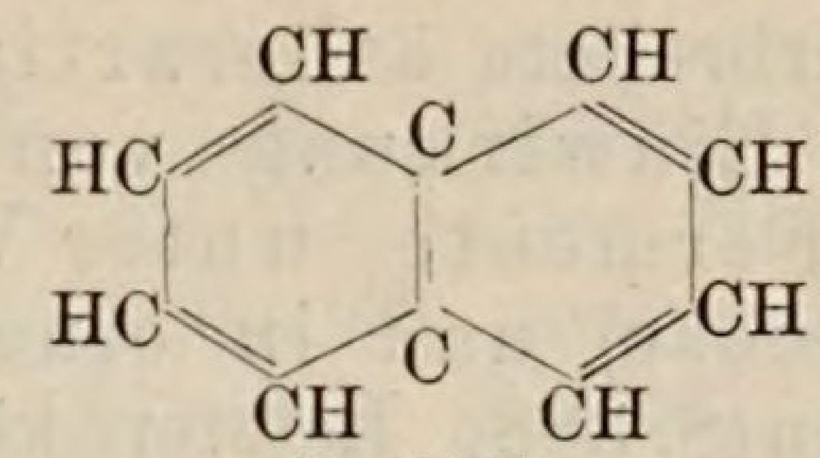
Homologes: Methylindol oder Skatol, $C_8H_6(CH_3)N$, entsteht ebenfalls bei der Fäulnis derEiweifskörper (S. 358) und findet sich in den Fäces. Weifse Krystallblättchen von fäkalem Geruch; Schmelzp. 95°.

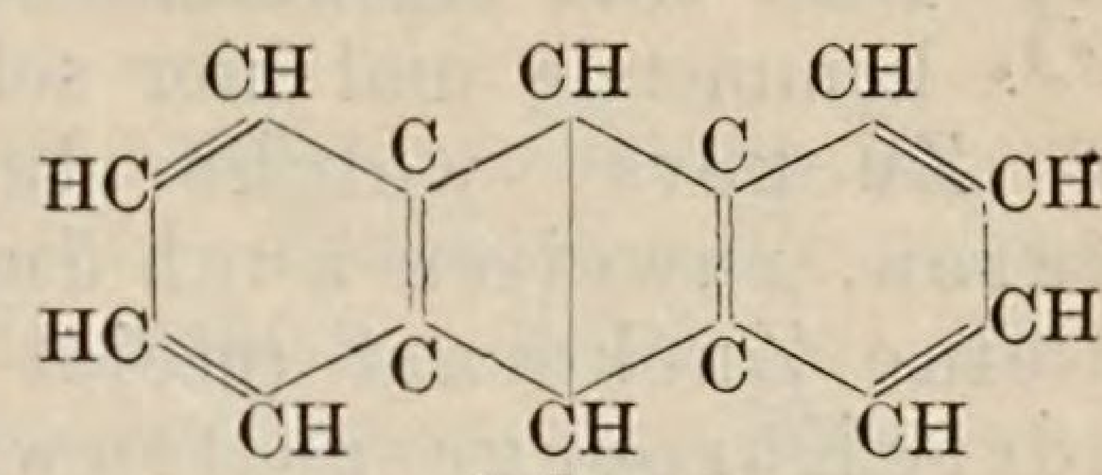
3. Pyridin, Chinolin und Akridin.

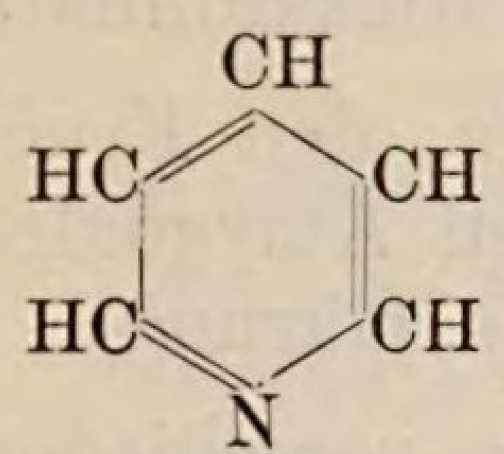
Die ersten beiden Körper und ihre Derivate enthalten einen sechsgliedrigen, aus 5 C-Atomen und einen N-Atom bestehenden, ringförmigen Kern, und zwar das Pyridin nur einen solchen, das Chinolin denselben mit einem Benzolkern derart verbunden, dafs wie beim Naphtalin beiden Ringen zwei C-Atome gemeinschaftlich sind. Beim Akridin endlich sind

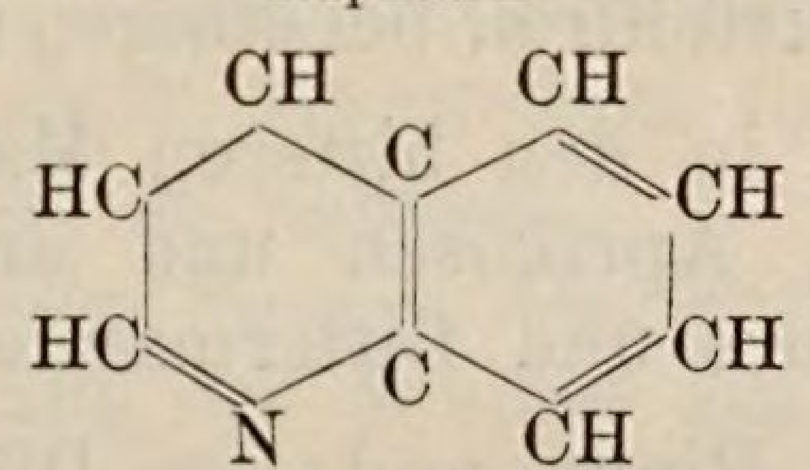
zwei Benzolkerne durch die vierwertige Gruppe =CH—N= in derselben Weise verbunden, wie beim Anthracen durch die Gruppe =CH—CH=. Diese drei Körper zeigen also in ihrer Struktur die gröſste Analogie mit Benzol, Naphtalin und Anthracen.

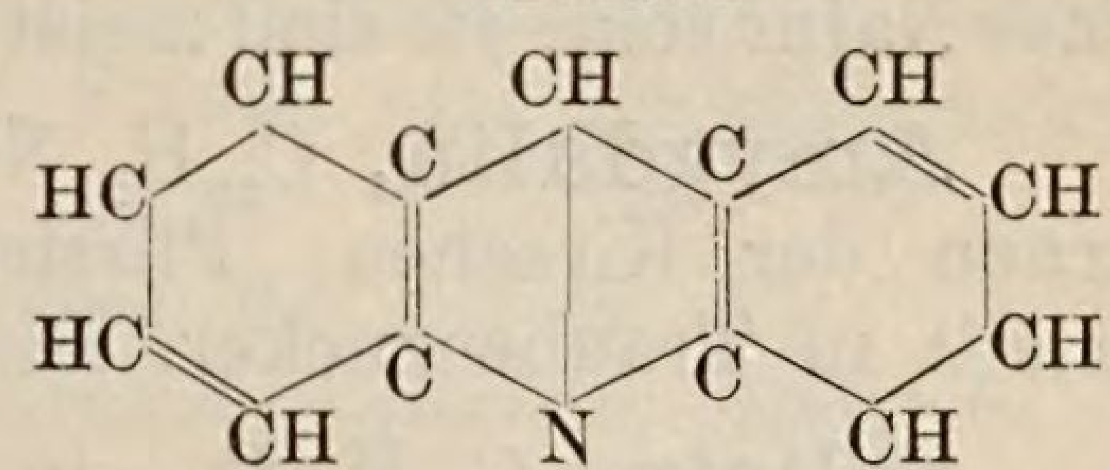

Benzol


Naphtalin


Anthracen


Pyridin


Chinolin


Akridin

Ihre Formeln leiten sich von letzteren ab, indem an Stelle von je einer CH-Gruppe ein N-Atom tritt.

Das Pyridin und das Chinolin sind deshalb von besonderem Interesse, weil sie als die Stammsubstanzen vieler Alkaloide (S. 350) bekannt geworden sind. Sie besitzen basische Eigenschaften und haben sehr zahlreiche Derivate.

Pyridin, C_5H_5N, findet sich samt mehreren seiner Homologen im Steinkohlenteer und in dem durch trockene Destillation der Knochen und anderer Tiersubstanzen gewonnenen Knochenöl oder Tieröl, (Oleum animale foetidum). Farblose Flüssigkeit, von scharfem Geruch; Siedep. 116,7°, spez. Gew. 0,986. Anwendung zur Denaturierung des Alkohols.

Homologe: Picolin, C_6H_7N, Lutidin, C_7H_9N, Collidin, $C_8H_{11}N$, Parvolin, $C_9H_{13}N$ etc., dem Pyridin sehr ähnlich.

Chinolin, C_9H_7N, bildet samt seinen Homologen einen Begleiter der Pyridinbasen im Steinkohlenteer und Knochenöl. Farblose Flüssigkeit von scharfem Geruch; Siedep. 240°, spez. Gew. 1,108. — Von ihm leiten sich verschiedene Farbstoffe ab.

Homologe: Lepidin, $C_{10}H_9N$, Kryptidin, $C_{11}H_{11}N$.

Akridin, $C_{13}H_9N$, findet sich im Steinkohlenteer als Begleiter des Anthracens. Krystallisiert in Blättchen oder Prismen von scharfem, stechendem Geruch. Es bildet die Stammsubstanz verschiedener Farbstoffe, und seine Lösungen in verdünnten Säuren zeigen eine intensiv blaue Fluoreszenz. Schmelzp. 100°; sublimiert leicht.

VIII. Glykoside.

43. Dies sind eigentümliche, fast ausschliefslich im Pflanzenreich vorkommende und hier sehr verbreitete ätherartige Verbindungen des Zuckers, welche durch Einwirkung von Alkalien oder Säuren, zuweilen auch durch Fermente, unter Wasseraufnahme in eine Zuckerart (meist Glucose) und in einen oder mehrere andere Körper gespalten werden (S. 388). Letztere können sehr verschiedener Natur sein: sie sind meist stickstofffrei, bei einigen auch stickstoffhaltig.

Amygdalin, $C_{20}H_{27}NO_{11}$, in den bitteren Mandeln, den Fruchtkernen der Kirschen, Pfirsichen, Aprikosen und anderen Amygdaleen; zerfällt in Traubenzucker, Blausäure und Bittermandelöl (s. Gärung).

Salicin, $C_{13}H_{18}O_7$, in der Rinde und den Blättern verschiedener Weidenarten; zerfällt in Zucker und Saligenin.

skulin, $C_{15}H_{16}O_9 + 2H_2O$, in der Rinde der Rofskastanie (*Aesculus Hippocastanum*); zerfällt in Zucker und Äskuletin.

Phloridzin, $C_{21}H_{24}O_{10} + 2H_2O$, in der Wurzelrinde des Apfel-, Kirschen- und Pflaumenbaumes; zerfällt in Zucker und Phloretin.

Ruberythrinsäure, $C_{26}H_{28}O_{14}$, in der Krappwurzel (*Rubia tinctorum*); zerfällt in Zucker und Alizarin (S. 352).

Myronsäure, $C_{10}H_{19}NS_2O_{10}$, in den Samen des schwarzen Senfs (an Kali gebunden), zerfällt in Zucker, Senföl und Kaliumdisulfat.

etc. etc. etc.

IX. Ätherische Öle.

44. Ätherische Öle sind flüchtige, aromatisch riechende, ölige Flüssigkeiten, welche im Pflanzenreich (namentlich in den Blüten, Blättern und Früchten in eigenen Zellen, seltener im Stamm der Gewächse) sehr verbreitet sind. Sie werden daraus durch Destillation mit Wasser gewonnen. Von den fetten Ölen unterscheiden sie sich durch ihren Geruch, ihre Flüchtigkeit und ihre chemische Zusammensetzung. Der Geruch ist bei den meisten sehr angenehm. Sie verdunsten schon bei gewöhnlicher Temperatur und hinterlassen deshalb keine bleibenden Fettflecke. Ihre Zusammensetzung ist eine sehr wechselnde.

Die meisten enthalten Kohlenwasserstoffe von der Formel $C_{10}H_{16}$ (Terpene); aufserdem aber noch aromatische Verbindungen der verschiedensten Körperklassen: Phenole, Aldehyde, zusammengesetzte Äther etc. Die ätherischen Öle lösen sich leicht in Alkohol und Äther, sehr wenig

in Wasser (aromatisierte Wässer); sie selbst besitzen ein Lösungsvermögen für viele Pflanzenstoffe, z. B. Harze etc., und brennen mit leuchtender, stark rufsender Flamme. Aus der Luft nehmen viele von ihnen Sauerstoff auf und verharzen, d. h. sie verwandeln sich in klebrige, harzartige Produkte.

Terpentinöl, $C_{10}H_{16}$, besteht fast nur aus verschiedenen Terpenen und findet sich im Stamm vieler Nadelhölzer. Farblose oder schwach gelb gefärbte, eigentümlich riechende Flüssigkeit. Wird in grofsen Mengen aus dem Terpentin (S. 347) durch Destillation mit Wasser gewonnen. Es findet wegen seines Auflösungsvermögens für die meisten Harze eine ausgedehnte Anwendung in der Firnis- und Lackfabrikation.

Aufserdem sind zu nennen:

Anisöl aus dem Samen des Anis (*Pimpinella Anisum L.*).

Baldrianöl aus der Wurzel des Baldrians (*Valeriana officinalis L.*).

Bergamottöl aus den Schalen der Bergamotte (*Citrus Bergamia Kisso.*).

Bittermandelöl (Benzaldehyd. S. 335) aus den Kernen der bitteren Mandel (*Amygdalus communis L.*).

Zitronenöl aus den Schalen der Zitrone (*Citrus medica L.*).

Fenchelöl aus dem Samen des Gartenfenchels (*Foeniculum officinale All.*).

Kalmusöl aus dem Wurzelstock des Kalmus (*Acorus Calamus.*).

Krauseminzöl aus dem Kraut der Krauseminze (*Mentha cripsa L.*).

Kümmelöl aus den Früchten des Wiesenkümmels (*Carum Carvi L.*).

Lavendelöl aus den Blüten des echten Lavendels (*Lavandula officinalis Ch.*).

Nelkenöl aus den Blütenknospen des Gewürznelkenbaumes (*Caryophyllus aromaticus L.*).

Orangenblüten- oder Neroliöl aus den Blüten der Pomeranze (*Citrus Aurantium L.*).

Pfefferminzöl aus dem blühenden Kraut der Pfefferminze (*Mentha piperita L.*).

Rosenöl aus den Blüten der Centifolie (*Rosa centifolia L.*).

Rosmarinöl aus dem blühenden Kraut des Rosmarinstrauchs (*Rosmarinus offininalis L.*).

Senföl aus dem Samen des schwarzen Senfs (*Sinapis nigra L.*)

Thymianöl aus dem blühenden Kraut des Gartenthymians (*Thymus vulgaris L.*).

Ylang-Ylangöl aus den Blüten von *Anona odoratissima.*

Zimtöl aus der Rinde des Zimtbaumes (*Laurus Cinnamomum L.*).

In Wasser sind die ätherischen Öle sehr schwer löslich, erteilen demselben aber ihren Geruch und Geschmack (aromatische Wässer).

Versuch. Man tröpfle auf ein bauschförmig zusammengewickeltes Stück Fliefspapier eine geringe Menge irgend eines ätherischen Öles, schiebe den Bausch in den Hals einer zur Hälfte mit Wasser gefüllten Retorte, verbinde dieselbe mit einem Kühlrohr und destilliere das Wasser ab.

Das wässerige Destillat besitzt den Geruch des ätherischen Öles: Rosenwasser, Fenchelwasser etc.

X. Kampferarten.

45. Mit diesem Namen bezeichnet man mehrere, durch Flüchtigkeit und eigentümlichen Geruch ausgezeichnete starre Pflanzenstoffe mit 10 Atomen Kohlenstoff (C_{10}), welche den Terpenen nahestehen und mit diesen zugleich in den Pflanzen vorkommen. Sie sind sauerstoffhaltig, ihre Konstitution ist aber noch nicht mit Sicherheit erforscht.

Japan- oder **Laurineenkampfer** (gewöhnlicher Kampfer), $C_{10}H_{16}O$, findet sich in allen Teilen des in China und Japan wachsenden Kampferbaums (*Laurus camphora L.*) und wird daraus durch Destillation mit Wasser gewonnen, läfst sich auch künstlich aus einigen ätherischen Ölen darstellen. Farblose, durchscheinende, krystallinische Masse von durchdringendem Geruch und brennendem Geschmack. Leicht löslich in Alkohol. Anwendung hauptsächlich in der Medizin (Kampferspiritus ist eine weingeistige Lösung von Kampfer, Opodeldok eine Lösung von 1 Tl. Natrontalgseife in 8 Tln. heifsem Weingeist, welche mit Kampfer, Thymian- und Rosmarinöl und etwas Ammoniak versetzt ist und nach dem Erkalten gallertartig erstarrt) und als Mittel gegen Motten. Giebt, mit Schiefsbaumwolle zusammengeschmolzen, Celluloid (S. 319).

Borneokampfer oder **Borneol**, $C_{10}H_{18}O_2$, stammt von *Dryobalanops camphora Colebr.* (Borneo und Sumatra) und läfst sich künstlich aus gewöhnlichem Kampfer durch Erhitzen mit alkoholischem Kali oder durch Einwirkung von Natrium auf eine Lösung des Japankampfers in Xylol, Sättigen mit Kohlensäure und Schütteln der Lösung mit Wasser darstellen. Dem Japankampfer sehr ähnlich, von durchdringendem kampfer- und pfefferminzähnlichem Geruch.

Menthakampfer oder **Menthol**, $C_{10}H_{20}O$, ist im Pfefferminzöl enthalten, zugleich mit einem Terpen $C_{10}H_{16}$; bildet stark nach Pfefferminzöl riechende, säulenförmige Krystalle.

XI. Harze.

46. Harze sind stickstofffreie, klebrige Ausschwitzungen verschiedener Gewächse, namentlich aus dem Stamm, wo sie in besonderen Behältern, den Harzgängen, enthalten sind. Sie erhärten an der Luft und sind in Wasser unlöslich, in Alkohol aber löslich. Wird die alkoholische Lösung eines Harzes in Wasser gegossen, so scheidet sich dasselbe als höchst feiner, weifser Niederschlag aus, der lange Zeit im Wasser suspendiert bleibt. Die Harze besitzen in der Regel einen eigentümlichen Geruch, welcher von einem Gehalt an ätherischem Öl herrührt

Man unterscheidet:

1. Weichharze oder Balsame.

Wegen eines gröfseren Gehalts an ätherischem Öl halbflüssig oder weich.

Terpentin, fliefst aus Einschnitten im Stamm verschiedener Nadelhölzer. Weiche, klebrige Masse, welche aus Terpentinöl und einer sauerstoffhaltigen Verbindung (Abietinsäure) besteht, die sich als schwache Säure verhält. Durch Destillation mit Wasser läfst sich ersteres daraus abscheiden, und der feste Anteil bleibt zurück (gekochter Terpentin). Trocknet der Terpentin auf den Bäumen selbst völlig ein, so bildet er eine harte, spröde Masse, das gewöhnliche Fichtenharz des Handels, welches im wesentlichen mit dem gekochten Terpentin übereinstimmt. Schmilzt man diese Produkte bei gelinder Temperatur, oder destilliert man den Terpentin ohne Zusatz von Wasser, so erhält man das Kolophonium oder Geigenharz als durchscheinende, gelblich braune, glänzende, spröde Masse. Durch Schmelzen geringer Sorten von Fichtenharz wird das schwarze Pech und das Schusterpech gewonnen.

Der Terpentin und das Fichtenharz lösen sich leicht in starkem Alkohol und werden aus dieser Lösung, wie alle Harze, durch Wasser wieder abgeschieden. Bei der trockenen Destillation tritt Zersetzung ein, wobei brennbare Gase (Harzgas), ein dünnflüssiges Öl (Harzessenz) und zuletzt dickflüssige Öle (Schmieröle) gewonnen werden. — Der Terpentin und das Fichtenharz finden in der Technik eine ausgedehnte Anwendung: zur Darstellung von Pflastern, zum Leimen des Papiers, als Zusatz zu ordinären Seifen (Harzseifen), als Zusatz bei der Bereitung von Siegellack (S. 348), zum Verschliefsen von Flaschen und Fässern etc.

Kanadabalsam, der Terpentin von *Abies balsamea*, welche in den nördlichen Vereinigten Staaten und in Kanada heimisch ist. Er bildet eine sehr dickflüssige Masse, welche sich von dem gewöhnlichen Terpentin durch vollständige Klarheit und angenehmen Geruch unterscheidet. Wird bei der Anfertigung achromatischer Gläser (zum Zusammenkleben der Linsen) und zum Einschlufs mikroskopischer Präparate benutzt.

Perubalsam, wird aus dem Stamm von *Myroxylon peruiferum* (Südamerika) gewonnen. Dunkelbraune, ölige, angenehm vanilleartig riechende Flüssigkeit, welche zur Darstellung von Parfümerien und Pomaden dient.

2. Hartharze.

47. Spröde und hart; leicht zerreiblich.

Benzoëharz, von *Benzoin officinale* (Sumatra, Borneo, Java). Von angenehmem Geruch, löst sich leicht in Alkohol zu einer bräunlichgelben Flüssigkeit (Benzoëtinktur), welche, in Wasser gegossen, durch Aus-

scheidung des Harzes eine weifse Milch giebt (Schönheitsmilch!). Findet besonders zur Darstellung von Räuchermitteln (Räucherkerzchen, Räucherpapier) Anwendung.

Sandarach, aus dem Stamm von *Callitris quadrivalvis* (Nordwestafrika). Blafsgelbe Körner, in Alkohol leicht löslich. Wird zur Firnisbereitung benutzt.

Dammar, von verschiedenen Bäumen des ostindischen Archipels, besonders von der Dammarfichte (*Dammara alba*). In Alkohol teilweise, in Terpentinöl leicht löslich; wird zur Lackfabrikation benutzt.

Kopal, wird an der Ost- und Westküste von Afrika aus den jüngeren Erdschichten gegraben und auch aus verschiedenen lebenden Bäumen (Neuseeland, Südamerika, Ostindien) gewonnen. Blafsgelb bis braun; ziemlich hart und spröde. Im rohen Zustand löst er sich sehr schwer oder gar nicht, wohl aber nach dem Umschmelzen; eine Lösung in Terpentinöl und Leinölfirnis bildet den wegen seiner Dauerhaftigkeit und Schönheit sehr geschätzten Kopallack oder Kopalfirnis.

Gummilack, fliefst aus den durch den Stich einer Schildlaus (*Coccus lacca*) verwundeten jungen Zweigen mehrerer ostindischer Feigenbäume und erhärtet zu einer dunkel gefärbten Masse. Die Zweige mit dem daran haftenden Harz heifsen: Stocklack, das abgelöste und gekörnte Harz: Körnerlack, und das zu dünnen Tafeln ausgegossene: Schellack. Kann durch Chlor gebleicht werden (gebleichter Schellack). Löst sich in Alkohol, dient zar Darstellung von Firnissen, Tischlerpolitur und Siegellack (ein durch Zinnober rot gefärbtes, zusammengeschmolzenes Gemenge von Schellack und etwas Kolophonium).

Guajakharz, aus dem Holz von *Guajacum officinale.* Gelblich bis rotbraun, glasglänzend, von benzoëartigem Geruch. Löslich in Alkohol, Äther etc. und auch in Ammoniakflüssigkeit (*Tinctura Guajaci ammoniata,* als Mittel gegen Zahnschmerzen in Gebrauch). Die alkalische Lösung wird durch Oxydationsmittel intensiv gebläut.

Bernstein, ein fossiles Harz (S. 179) von der Ostseeküste in Preufsen. Hellgelb, ziemlich hart; politurfähig; unlöslich in Alkohol. Benutzung zu Schmucksachen etc. Enthält Bernsteinsäure, welche durch Destillation gewonnen wird. Der Rückstand (Bernsteinkolophonium) giebt, in Leinölfirnis und Terpentinöl gelöst, den Bernsteinlack.

Asphalt, Erdharz oder **Judenpech,** findet sich schwimmend auf dem Toten Meer, in dem ganz aus Asphalt bestehenden Pechsee auf der Insel Trinidad, sowie an einigen anderen Orten. Schwarz, in Alkohol unlöslich, in Äther, Benzin und Terpentinöl löslich. Benutzung zur Darstellung von Asphaltlack (Eisenlack), Ätzgrund für Kupferstecher und zum Ätzen des Glases, sowie mit Kalk und Sand gemischt als Pflastermaterial für Strafsen und zum Decken von Dächern.

3. Gummiharze.

48. Enthalten aufser einem harzigen Bestandteil noch Gummi oder Pflanzenschleim.

Weihrauch oder **Olibanum**, der eingetrocknete Milchsaft von *Boswellia papyrifera* (Abessinien). Enthält ein ätherisches Öl, ein Harz und eine dem arabischen Gummi ähnliche Substanz. Wohlriechend, besonders beim Erwärmen. Wird zum Räuchern benutzt.

Myrrhe, der eingetrocknete Milchsaft von *Balsamodendron Ehrenbergianum* (Südamerika). Gelb bis braunrot, balsamisch riechend. Dient als Arzneimittel und zum Räuchern.

Gummigutt, der eingetrocknete Milchsaft von *Garcinia Morella* (Ostindien). Enthält einen gelben Farbstoff und dient deshalb als Malerfarbe.

Asa foetida, Teufelsdreck, aus der Wurzel von *Ferula Asa foetida* (Persien). Höchst übelriechendes, klebriges Gemenge von Harz, Gummi und anderen Substanzen. Wird in der Medizin verwendet.

4. Federharze.

Durch ihre Elastizität ausgezeichnet.

Kautschuk oder **Gummi elasticum**, der eingetrocknete Milchsaft verschiedener in Ostindien und Südamerika einheimischer Bäume. Im natürlichen Zustand weifs, durch Eintrocknen am Feuer geschwärzt. Enthält einen Kohlenwasserstoff $C_{10}H_{16}$. Ist löslich in Benzol, Schwefelkohlenstoff, Terpentinöl. Weich und dabei sehr elastisch. Nimmt aus der Luft Sauerstoff auf und wird dadurch spröde. Das vulkanisierte Kautschuk wird durch Imprägnieren des Rohmaterials mit Schwefel dargestellt. Wird es dabei längere Zeit auf 100—150^0 erhitzt, so wird es hart wie Elfenbein und bildet das sogenannte Hartgummi oder hornisierte Kautschuk. Geringere Sorten von vulkanisiertem Kautschuk oder Hartgummi sind häufig mit anderen Substanzen (Bleiglätte, Zinkweifs, Schwerspat etc.) versetzt.

Guttapercha, der eingetrocknete Milchsaft von *Isonandra gutta* (Ostindien). Im reinen Zustand weifs, gewöhnlich aber rotbraun gefärbt. Erweicht in heifsem Wasser und läfst sich dann in beliebige Formen kneten. Verhält sich gegen Lösungsmittel ähnlich wie Kautschuk und läfst sich vulkanisieren.

XII. Alkaloide.

49. Alkaloide oder Pflanzenbasen sind stickstoffhaltige organische Verbindungen, welche sich fertig gebildet in verschiedenen Pflanzen finden, in Wasser wenig, in Alkohol meist leicht löslich sind, Lackmus bläuen und mit Säuren wohlcharakterisierte Salze bilden. Wegen dieser Ähnlichkeit mit den alkalischen Basen der Mineralchemie sind sie Alkaloide genannt worden. Sie besitzen meist einen bitteren Geschmack und zeichnen sich durch sehr energische, teils heilkräftige, teils giftige Wirkungen auf den Organismus aus. Ihnen verdanken die Pflanzen oder Pflanzensubstanzen, in denen sie vorkommen, ihre medizinische Anwendung. Die meisten Alkaloide sind sauerstoffhaltig, bestehen also aus den vier Elementen C, H, N und O und sind feste, meist krystallinische, nichtflüchtige Körper. Nur wenige (s. u.) sind sauerstofffrei (bestehen aus C, H und N), flüssig und flüchtig, also destillierbar. Sie lassen sich in der Regel aus den Pflanzen oder Pflanzensubstanzen in der Weise darstellen, dafs man diese mit Wasser und verdünnter Salzsäure auszieht, wodurch man die salzsaure Verbindung der betreffenden Alkaloide erhält und diese dann durch alkalische Basen (Kali oder Kalk) zersetzt, wodurch die Alkaloide frei werden. Zu ihrer völligen Reinigung ist oft ein sehr umständliches Verfahren nötig.

Die chemische Konstitution der meisten Alkaloide ist noch nicht aufgeklärt; indessen ist es der sehr regen Beteiligung zahlreicher Forscher zu danken, dafs wenigstens bei einigen der Zusammenhang mit bekannten chemischen Verbindungen erforscht und demgemäfs auch ihre Synthese gelungen ist. Hierbei spielen die beiden Basen Pyridin und Chinolin eine wichtige Rolle, und gewifs werden noch zahlreiche Beziehungen derselben zu den natürlichen Alkaloiden aufgeklärt werden. So ist z. B. das Piperidin: Hexahydropyridin, d. h. ein Pyridin $CH\langle\begin{smallmatrix}CH-CH\\CH=CH\end{smallmatrix}\rangle N$, welches sechs H-Atome addiert hat: $CH_2<\begin{smallmatrix}CH_2-CH_2\\CH_2-CH_2\end{smallmatrix}>NH$; mit Piperinsäure verbunden, bildet es das Piperin, das Alkaloid des Pfeffers. Das Coniin ist als Propylpiperidin erkannt, und das Nikotin ist die Hexahydroverbindung des Dipyridyls. Andere Alkaloide leiten sich von Substanzen ab, die sich im tierischen Organismus finden; so sind z. B. das Kaffeïn und Theobromin unzweifelhaft als Abkömmlinge des Harnstoffes zu betrachten.

Coniin, $C_8H_{17}N$. Sauerstofffrei, flüssig, flüchtig, in allen Teilen des Schierlings (*Conium maculatum*) enthalten; sehr giftig. Sythese durch Ladenburg.

Nikotin, $C_{10}H_{14}N_2$. Sauerstofffrei, flüssig, flüchtig; in den Blättern und Samen der Tabaksarten in wechselnder Menge, in den schlechtern Tabaksorten bis zu 7 und 8 p. c., im Havannatabak nur 2 p. c. Sehr giftig.

Morphin, $C_{17}H_{19}NO_3 + H_2O$. Kleine farblose, glänzende Prismen, schwach bitter schmeckend. Wird aus dem Opium (eingetrockneter Milchsaft des Mohns) gewonnen; wirkt, in kleinen Mengen genommen, schlafbringend (hypnotisch), Nerven beruhigend (narkotisch), in gröfserer Menge tödlich.

Aufser dem Morphin finden sich im Opium noch folgende Alkaloide: Narkotin, Narceïn, Papaverin, Thebain und Codeïn.

Chinin, $C_{20}H_{24}N_2O_2 + 3H_2O$. Kleine farblose Prismen von bitterem Geschmack; bildet einen der wirksamen Bestandteile der Rinde verschiedener *Cinchona*-Arten (Chinarinden) uud wird namentlich als salzsaures oder schwefelsaures Salz in der Medizin vielfach als fieberwidriges Mittel angewendet.

Andere Chinaalkaloide sind: Cinchonin, Chinidin, Cinchonidin, Conchinin etc.

Cocain, $C_{17}H_{21}NO_4$. Farblose, prismatische Krystalle; Vorkommen in den Cocablättern (von *Erythroxylon Coca*); findet als schmerzstillendes Mittel (Anaestheticum) medizinische Anwendung.

Strychnin, $C_{21}H_{22}N_2O_2$. Krystallinisch, von höchst bitterem Geschmack. Vorkommen hauptsächlich in den Krähenaugen oder Brechnüssen (Früchte von *Strychnos nux vomica*) und den Ignatiusbohnen (Früchte von *Strychnos Ignatii*). Höchst giftig.

Brucin, $C_{23}H_{26}N_2O_4 + 4H_2O$. Krystallinisch, bitter, etwas weniger giftig als das vorige; in denselben Früchten vorkommend.

Piperin, $C_{17}H_{19}NO_3$. In den Pfefferkörnern.

Atropin, $C_{17}H_{23}NO_3$. In allen Teilen der Tollkirsche (*Atropa Belladonna*) vorkommend; krystallinisch; unangenehm bitter; sehr giftig; bewirkt, in sehr kleiner Menge angewendet, Erweiterung der Pupille des Auges (wirkt mydriatisch).

Theobromin, $C_7H_8N_4O_2$. Krystallinisches Pulver von schwach bitterem Geschmack. Vorkommen in den Kakaobohnen.

Kaffeïn oder **Theïn** (Methyltheobromin), $C_8H_{10}N_4O_2 + H_2O$. Farblose, kleine krystallinische, glänzende Prismen von schwach bitterem Geschmack. Vorkommen hauptsächlich in den Kaffeebohnen und im chinesischen Thee.

Ptomaine oder **Kadaveralkaloide** sind alkaloidartige Körper, die sich in Leichnamen bei der Fäulnis bilden; sie sind meist flüchtiger Natur und wirken giftig.

XIII. Farbstoffe.

50. Unter diesem Namen fafst man alle organischen Stoffe zusammen, welche sich durch eine besonders hervortretende Färbung auszeichnen und diese Farbe auf andere Körper zu übertragen vermögen (Färberei). Sie sind nach ihrer Abstammung und chemischen Natur sehr verschieden. Viele von ihnen finden sich fertig gebildet im Tier- und Pflanzenreich vor und bedingen die bestimmte Färbung der Naturkörper;

andere präexistieren darin noch nicht, sondern entstehen aus an sich ungefärbten Pflanzen- oder Tiersubstanzen (sogenannten Chromogenen) durch nachträgliche chemische Veränderung, z. B. durch Lufteinflufs (Oxydation), Einwirkung von Säuren oder Ammoniak, durch Gärung etc.

Früher kannte und benutzte man nur natürliche Farbstoffe des Pflanzen- und Tierreichs. Dies hat sich aber im letzten Vierteljahrhundert vollständig geändert, da jetzt die meisten in der Färberei benutzten Farbstoffe auf künstlichem Wege dargestellt werden, und zwar fast alle aus den Bestandteilen des Steinkohlenteers (Teerfarbstoffe). Diese stimmen mit den natürlichen Farbstoffen nicht überein, sondern sind der Mehrzahl nach neue, bis dahin unbekannte Körper. Von den Pflanzenfarben sind bis jetzt nur das Alizarin und der Indigo auf künstlichem Wege dargestellt worden.

In der Färberei unterscheidet man substantive und adjektive Farbstoffe. Jene haften direkt auf der zu färbenden Faser, sie bilden mit dieser gewissermafsen eine chemische Verbindung und lassen sich durch Waschen mit Wasser und Seife nicht wieder davon trennen. Die adjektiven Farbstoffe dagegen bedürfen eines Bindemittels, welches sich einerseits mit der Faser und andererseits mit dem Farbstoff verbindet und letzteren auf diese Weise zum Haften bringt. Solche Stoffe heifsen Beizen oder Mordants. Als Beizen können dienen für Baumwolle und Leinen: essigsaures Eisen und Aluminium, für Wolle meist Gerbsäure (Tannin) oder andere gerbstoffhaltige Substanzen. Wird das Zeug nur stellenweise mit Beize bedruckt und dann gefärbt, so erscheinen die ungebeizten Stellen nach dem Auswaschen ungefärbt.

1. Natürliche Farbstoffe.

Diese werden in der Regel aus den Pflanzen- oder Tierstoffen, in denen sie enthalten sind, nicht erst extrahiert, sondern letztere bei der Verarbeitung selbst in Anwendung gebracht.

a. Rote und violette.

Krapp, die Wurzel der Färberröte (*Rubia tinctorum*), welche entweder ganz (unter dem Namen *Alizari* oder *Lizari*) oder gemahlen in den Handel kommt. Sie enthält im frischen Zustand als Chromogen zum mindesten drei Glykoside, welche sich teilweise schon beim Aufbewahren unter Bildung verschiedener Farbstoffe spalten, von denen das Alizarin und das Purpurin die wichtigsten sind. Seit man gelernt hat, die Krappfarbstoffe künstlich darzustellen (s. u.), hat der Krappbau in Europa fast gänzlich aufgehört.

Fernambukholz, Rotholz oder **Brasilienholz** (*Caesalpinia brasiliensis*) aus Südamerika. Das darin enthaltene Chromogen, Brasilin $C_{20}H_{22}O_7$, bildet im reinen Zustand gelbliche Krystalle, deren wässerige Lösung auf Zusatz von Ammoniak tief karminrot wird.

Santelholz, von *Pterocarpus santalinus*. Darin der Farbstoff Santalin oder Santalsäure, $C_{15}H_{14}O_5$, rote, miskroskopische Prismen, in Alkohol mit blutroter, in Alkalien mit violetter Farbe löslich.

Orseille oder **Persio.** Teigartige oder trockene Handelsprodukte. aus verschiedenen Flechten der Gattungen *Roccella* und *Lecanora* bereitet. In ihnen sind als Chromogene verschiedene Säuren (Flechtensäuren) enthalten, welche bei Gegenwart von Sauerstoff und Ammoniak in den Farbstoff Orceïn zerfallen.

Safflor. Die getrockneten Blüten der Färberdistel (*Carthamus tinctorius*) aus Persien. Enthält einen roten Farbstoff, Carthamin, $C_{14}H_{16}O_7$, oder Safflorrot, und aufserdem einen gelben, Safflorgelb, $C_{24}H_{30}O_{15}$. Nach Abtrennung des letzteren bildet jener ein dunkelrotes Pulver, welches sich in ätzenden und kohlensauren in Alkalien mit tief gelbroter Farbe löst.

Alkanna. Die Wurzel von *Anchusa tinctoria.* Enthält das in Alkohol und Äther, sowie in fetten und ätherischen Ölen leicht lösliche, purpurrote Alkannarot oder Alkannin; in Alkalien löst es sich mit blauer Farbe.

Cochenille. Die getrockneten Weibchen einer Schildlaus (*Coccus cacti*), welche auf verschiedenen Kaktusarten in Mexiko-, West- und Ostindien lebt. Enthält einen roten Farbstoff, die Karminsäure, $C_{17}H_{18}O_{10}$. welche (mit Thonerde und Kalk verbunden) im unreinen Zustand als Karmin in den Handel kommt.

b. Blaue.

51. **Indigo.** Ein durch Extraktion und Gärung erzeugtes Präparat aus verschiedenen Arten der Pflanzengattung *Indigofera* (Ostindien, Westindien, Südamerika), dessen Hauptbestandteil das Indigoblau (Indigotin), $C_{16}H_{10}N_2O_2$, ist. In Wasser, Alkohol und Äther unlöslich, in konzentrierter Schwefelsäure löslich. In neuerer Zeit ist es gelungen, das Indigoblau aus Produkten des Steinkohlenteers auf künstlichem Wege darzustellen (S. 374).

Blauholz oder **Kampescheholz,** von *Haematoxylon campechianum.* Enthält als Chromogen das Hämatoxylin, $C_{16}H_{14}O_6$, welches gelbliche, durchsichtige Krystalle bildet und sich in Wasser, Alkohol und Äther mit gelblicher Farbe löst. Durch Alkalien wird die Lösung purpurrot gefärbt, und an der Luft absorbiert sie Sauerstoff, indem sie sich violett bis dunkelblau färbt.

Lackmus. Ein in kleinen blauen, kalkhaltigen Würfeln vorkommendes Handelsprodukt, welches aus verschiedenen, an den Küsten der Nordsee und des atlantischen Ozeans wachsenden Flechten gewonnen wird. Aus ihm läfst sich eine tief blaugefärbte Lösung extrahieren, welche verschiedene blaue Farbstoffe (darunter das Azolitmin) enthält, die sich mit Säuren rot färben.

c. Gelbe.

Curcuma. Die Wurzel von *Curcuma longa* (Ostindien). Enthält einen gelben Farbstoff, das Curcumin, welches in Wasser wenig, in Alkohol leicht löslich ist und sich mit Alkalien braun färbt.

Gelbholz. Das Holz von *Morus tinctoria.* Darin der gelbe Farbstoff Morin oder Morinsäure, $C_{12}H_{10}O_6$.

Orlean. Ein Präparat aus dem rötlichen Fruchtfleisch von *Bixa Orellana* (Brasilien). Darin ein gelber Farbstoff und ein roter: Bixin.

Wau. Das Kraut von *Reseda luteola.* Darin der gelbe Farbstoff Luteolin, $C_{12}H_8O_5$.

Safran. Die getrockneten Narben von *Crocus sativus.* Darin zwei Farbstoffe: Crocin und Polychroit.

Quercitron. Die gemahlene Rinde der Färbereiche (*Quercus tinctoria*) in Nordamerika. Darin der gelbe Farbstoff Quercitrin.

2. Teerfarbstoffe.

52. Die Entdeckung der Teerfarbstoffe gehört zu den bedeutsamsten Errungenschaften der modernen Chemie. Sie beginnt mit der Auffindung des Anilins im Steinkohlenteer (1834) durch Runge, welcher dabei zugleich die Beobachtung machte, dafs dasselbe durch Einwirkung von Chlorkalk eine intensiv violettblaue Färbung giebt. Später wurden ähnliche Färbungen durch Anwendung anderer Oxydationsmittel bewirkt, aber erst im Jahre 1856 kam der erste Anilinfarbstoff, das Mauveïn, oder der Anilinpurpur, in den Handel, und bald folgten andere Farbstoffe nach, welche durch ihre aufserordentliche Schönheit und ihre ungewöhnlich färbende Kraft die bis dahin benutzten natürlichen Farbstoffe rasch in den Schatten stellten. Seitdem hat sich unter der regsten Beteiligung zahlreicher wissenschaftlicher Forscher eine Industrie entwickelt, welche unseren Vorfahren gänzlich unbekannt war. Der Steinkohlenteer, ein ehemals beinahe wertloses Produkt, bildet die Grundlage dieser neuen Industrie (Teerindustrie), welche sich in ungeahnter Schnelligkeit entwickelte und vervollkommnete und noch gegenwärtig immer neue Resultate zu Tage fördert.

Da die ersten Teerfarbstoffe nur aus dem Anilin gewonnen wurden, so wurden sie bald unter dem Namen Anilinfarben bekannt, der auch heute noch für Teerfarben vielfach in Gebrauch ist, obwohl seitdem verschiedene andere Bestandteile des Teers mit gleichem, ja gröfserem Glück zur Farbstofferzeugung benutzt werden, und andererseits als eigentliche Muttersubstanz dieser sogenannten Anilinfarben nicht das Anilin, sondern vielmehr das Triphenylmethan angesehen werden mufs.

Behufs der Klassifikation der Teerfarben lassen sich folgende Gruppen unterscheiden:

1. **Triphenylmethanfarbstoffe.** Hierher gehören in erster Linie die aus Anilin gewonnenen Farben. Das Anilin kommt zwar in geringen Mengen im Steinkohlenteer fertig gebildet vor, wird aber technisch aus Nitrobenzol dargestellt (S. 339), und deshalb bildet das Benzol das Ausgangsmaterial für die Fabrikation der Anilinfarben.

Zur Darstellung derselben ist jedoch das reine Benzol, C_6H_6, ungeeignet, da das daraus entstehende reine Anilin nicht farbstoffbildend wirkt, sondern in einem gewissen Verhältnis mit Toluidin gemengt sein mufs. Ein derartiges Gemenge geht durch Einwirkung oxydierender Substanzen (Salpetersäure, Arsensäure, Zinnchlorid, Mercurinitrat) und auch durch Nitrobenzol in eine eigentümliche Base, das Rosanilin, über, welches sich durch seine Strukturformel als ein Abkömmling des Triphenylmethans (S. 329 u. 330) zu erkennen giebt:

$$\begin{matrix} C_6H_5 \\ H \end{matrix} > C < \begin{matrix} C_6H_5 \\ C_6H_5 \end{matrix} \qquad \begin{matrix} C_6H_4(NH_2) \\ HO \end{matrix} > C < \begin{matrix} C_6H_3(CH_3)(NH_2) \\ C_6H_3(CH_3)(NH_2) \end{matrix}$$

Triphenylmethan. Rosanilin.

Es ist an sich farblos, bildet aber in Verbindung mit Säuren schön rote Farbstoffe. Das Rosanilin besitzt ferner die Fähigkeit, durch Aufnahme von Alkylen (Methyl, Äthyl, Phenyl) höhere Substitutionsprodukte zu bilden, deren Salze dann rotviolett, blauviolett und rein blau erscheinen, wodurch die Möglichkeit gegeben ist, eine vollkommene Skala Anilinfarben von Rosa bis Dunkelblau zu erzeugen. Da es ferner gelungen ist, auf anderem Wege auch gelbe, grüne und schwarze Farbstoffe aus dem Anilin und dessen Homologen darzustellen, so würden die Anilinfarben für sich allein schon im stande sein, den ganzen Bedarf der Farbenindustrie zu decken.

Die wichtigsten Anilinfarben sind:

Anilinrot. Salze des Rosanilins, und zwar salzsaures: Diamantfuchsin; essigsaures: Roseïn.

Anilinviolett. Salze des methylierten Rosanilins: Methylviolett, Hoffmannsviolett, Violet de Paris.

Anilinblau. Salze des phenylierten Rosanilins: Fuchsinblau, Bleu de Lyon, Bleu de Paris; ferner daraus durch Einwirkung der konzentrierten Schwefelsäure gewonnen: Wasserblau, Nicholsonblau, Alkaliblau.

Anilingelb. Von den Nebenprodukten der Rosanilindarstellung: Chrysanilin, Mandarinengelb, Phosphin oder Anilinorange, Xanthin.

Anilingrün. Jodgrün, Methylgrün oder Lichtgrün, Aldehydgrün und Malachitgrün.

Anilinschwarz wird meist erst beim Färben auf der Faser erzeugt, indem man Lösungen von Anilinsalzen mit Kaliumchlorat auf die Stoffe bringt, meist unter Zusatz geringer Mengen eines Kupfer- oder Vanadinsalzes.

53. 2. **Phenolfarbstoffe.** Als Ausgangspunkt für die Gewinnung derselben dienen die Hydroxylderivate des Benzols (Phenol, Kresol, Resorcin, Pyrogallol) und des Naphtalins (Naphtol).

Aus Phenol (kresolhaltigem) erhält man durch Erhitzen mit Oxalsäure und konzentrierter Schwefelsäure das Corallin, welches ein Gemenge

der beiden roten Farbstoffe Aurin, $C_{19}H_{14}O_3$, und Rosolsäure, $C_{20}H_{16}O_3$, mit harzigen Substanzen ist. — Durch Nitrieren von Phenol entsteht die gelb färbende Pikrinsäure (Trinitrophenol) und das gelbbraune Phenylbraun oder Phenicienne.

Aus Kresol gewinnt man durch Nitrieren das Viktoriagelb oder Viktoriaorange (Kalisalz des Dinitrokresols), welches früher als Saffransurrogat zum Färben von Eſswaren benutzt wurde, aber seiner giftigen Eigenschaften wegen verboten ist.

Das Naphtol liefert bei gleicher Behandlung das Naphtol-, Manchester- oder Martiusgelb (Kali- oder Kalksalz des Dinitronaphtols) und das Campobellogelb oder die Chryseïnsäure (Natronsalz des Nitronaphtols), welches auſser Gebrauch gekommen ist. Heliochrysin oder Sonnengelb ist das Natronsalz des Tetranitronaphtols.

Von den Phenolen leitet sich ferner eine Klasse von Farbstoffen ab, welche man Phtaleïne nennt, und die durch Einwirkung von Phtalsäureanhydrid (S. 337) auf die Phenole entstehen. Das einfachste Glied der Reihe ist das Phenolphtaleïn, aus Phenol und Phtalsäureanhydrid, ein gelblich weiſses Pulver, welches sich in Alkalien mit prachtvoll fuchsinroter Farbe löst. — Wird an Stelle von Phenol das zweiwertige Resorcin, $C_6H_4(OH)_2$, angewendet, so entsteht das Resorcinphtaleïn oder Fluoresceïn, welches mit Alkohol eine gelbrote Lösung giebt. Seine Lösung in Alkalien ist dunkelrot, im verdünnten Zustand gelb und prachtvoll gelbgrün fluoreszierend noch in einer Lösung von 1:20000000. Anwendung zum Nachweis unterirdischer Fluſsläufe (Rhein und Donau). Das Fluoresceïn kann 4 Atome Wasserstoff gegen Brom austauschen und bildet dann das Tetrabromfluoresceïn oder Eosin, dessen Kaliumsalz sich in Wasser mit schön morgenroter Farbe löst (Benutzung auch zur Bereitung von roter Tinte); findet Austausch gegen Jod statt, so entsteht das Tetrajodfluoresceïn oder Erythrosin, dessen alkalische Lösung ebenfalls eine schön rote, doch etwas blaustichtige Färbung zeigt.

3. **Anthracenfarbstoffe.** Von diesen ist bis jetzt nur das Alizarin zu einer gröſseren technischen Bedeutung gelangt. Das natürliche Alizarin bildet einen der färbenden Bestandteile des Krapps (S. 352), welcher seit langer Zeit in der Türkischrotfärberei als Grundlage einer schwungvollen Industrie dient. Seine künstliche Darstellung (durch Gräbe und Liebermann in Berlin im Jahre 1868) war ein epochemachendes Ereignis, und zwar nicht nur deshalb, weil bis dahin überhaupt noch kein natürlicher Farbstoff auf künstlichem Wege erzeugt worden war, sondern namentlich deshalb, weil nicht der Zufall, sondern eine streng wissenschaftliche Untersuchung zu diesem Ziele geführt hat. Das Alizarin ist ein Dioxyanthrachinon, $C_{14}H_6(OH)_2.O_2$, (d. h. Anthracen [S. 328], in welchem die mittlere Gruppe $\begin{matrix}-CH-\\|\\-CH-\end{matrix}$ durch $\begin{matrix}-CO-\\|\\-CO-\end{matrix}$ und auſserdem noch in dem einen Benzolkern 2H durch 2OH ersetzt sind) und wird gegenwärtig meist durch Oxydation des Anthracens unter nachträglicher Behandlung mit Schwefelsäure und Schmelzen des Produkts mit Ätzkali erzeugt.

Aufser dem Alizarin ist noch das Alizarinblau zu nennen, welches man durch Erhitzen von Nitroalizarin mit Glycerin und Schwefelsäure erhält.

4. **Azofarbstoffe.** Unter diesem Namen ist in neuerer Zeit eine zahlreiche Klasse von Farbstoffen bekannt geworden, welche im allgemeinen dadurch entstehen, dafs man Amine oder Phenole der aromatischen Reihe auf Azoverbindungen (S. 340) einwirken läfst, und denen sämtlich die aus letzteren stammende, beiderseits mit Kohlenstoff verbundene Azogruppe —N=N— eigentümlich ist, welche sonach den Farbstoffcharakter bedingt. Der erste Farbstoff dieser Art, welcher nach der obigen Reaktion gewonnen wurde, ist das Tropäolin, OOO, oder Orange I., welchem bald zahlreiche andere nachfolgten, von denen nur einige genannt werden mögen: Helianthin, Chrysoidin, Phenylenbraun oder Vesuvin, gewöhnlich Bismarkbraun genannt, Orsellin, Croceïnorange, Ponceau, Bordeaux, Amaranth, Coccinin, Echtrot oder Roccelin, Krystallponceau, Azorubin. Ferner die sogenannten Tetrazo- oder Disazofarbstoffe, welche die Azogruppe mehr als einmal im Molekül enthalten, und welche besonders dadurch von Bedeutung geworden sind, dafs mehrere von ihnen (z. B. Congorot, Congogelb, Benzopurpurin, Diamantrot, Benzazurin, Heliotrop, Hessisch Gelb, Chrysophenin) in alkalischer Lösung die Baumwollenfaser direkt, d. h. ohne Beize färben, was die übrigen Teerfarben meist nicht thun.

5. **Künstliches Indigoblau.** Das Indigoblau ist als ein Abkömmling des Indols (S. 342) zu betrachten und wurde aus diesem zuerst durch Oxydation mittels Ozon erhalten (Nencki 1875), allerdings nur in kleinen Mengen. Später gelang es Baeyer (1880), eine Synthese aufzufinden, welche eine technische Verwertung gestattete. Als Ausgangspunkt dient die Zimtsäure (S. 337); diese wird zuerst durch Nitrieren in Nitrozimtsäure verwandelt, aus der man dann auf verschiedenen Wegen zum Indigoblau gelangt. Auch Benzaldehyd (Bittermandelöl) kann als Ausgangsmaterial für die künstliche Darstellung des Indigoblan dienen, und da sowohl dieser als auch die Zimtsäure aus Kohlenwasserstoffen des Steinkohlenteers (Benzol, bezw. Toluol) gewonnen wird, so ist das Indigoblau ebenfalls zu den Teerfarben zu rechnen.

6. **Chinolin** und **Akridinfarbstoffe.** Von diesen sind zu nennen: Chinolinrot, Chinolingelb und das Benzolflavin.

Mit dieser Aufzählung der künstlichen Farbstoffe ist die Reihe derselben bei weitem nicht erschöpft. Ihre Zahl beträgt jetzt schon über mehrere hundert und ist durch ununterbrochene neue Entdeckungen in stetem Steigen begriffen.

XIV. Eiweifskörper oder Proteïnsubstanzen.

54. So nennt man eine im Tier- und Pflanzenkörper sehr verbreitete Klasse stickstoffhaltiger organischer Verbindungen, welche für die Natur und das Leben der Organismen jedenfalls von höchster Bedeutung sind. Sie haben bis jetzt noch nicht auf künstlichem Wege dargestellt werden können, sondern bilden sich vornehmlich im Pflanzenkörper, aus welchem sie dann unter gewissen Modifikationen in den Tierkörper übergehen. Ihre Verbreitung in den beiden organischen Reihen ist aber eine verschiedene; die Pflanze besteht nur zum kleineren Teil aus Eiweifskörpern, welche hier besonders in gewissen Organen (namentlich in den Samen) konzentriert sind. Der Leib des Tieres dagegen ist zum gröfseren Teil aus Eiweifskörpern zusammengesetzt.

Man unterscheidet verschiedene Hauptarten von Eiweifskörpern: 1. Albumine, in Wasser leicht lösliche Stoffe, deren Lösung beim Erhitzen koaguliert; 2. Globuline, in Wasser unlösliche Stoffe, welche sich aber leicht in verdünnter Kochsalzlösung auflösen und in dieser Lösung durch Erhitzen ebenfalls koagulieren; 3. Fibrine oder Faserstoffe, in Wasser unlösliche, gallertartige Substanzen, die beim Erhitzen koagulieren und dabei weifslich, undurchsichtig und brüchig werden; 4. Kaseïn oder Käsestoff, löslich, koaguliert durch Zusatz von Säuren.

Die unter 1., 3. und 4. genannten Eiweifskörper sind amorph. Die unter 2. genannten Globuline sind häufig krystallinisch. Die Krystalle unterscheiden sich aber von den echten Krystallen unorganischer Körper dadurch, dafs sie etwas quellungsfähig sind und infolgedessen ihre Winkel verändern. Man bezeichnet sie deshalb als Krystalloide.

Ihrer Zusammensetzung nach sind die Eiweifskörper zwar nicht völlig übereinstimmend, stehen aber einander sehr nahe. Sie enthalten

52—54 %	Kohlenstoff,
7—8 %	Wasserstoff,
14—18,5 %	Stickstoff und
20—25 %	Sauerstoff,

aufserdem 1—2 % Schwefel und meistens auch noch eine geringe Menge Phosphor, welcher als Phosphorsäure darin enthalten zu sein scheint.

Die chemische Natur der Eiweifskörper ist noch nicht genau erkannt; jedenfalls sind ihre Moleküle hochkomplizierter Natur und enthalten sicher weit über 100 Atome (für das Eiweifs pflegt man gewöhnlich die Formel $C_{72}H_{112}N_{18}O_{22}S$ anzunehmen). Durch Einwirkung chemischer Reagenzien, durch trockene Destillation, sowie durch Fäulnis geben sie die verschiedenartigen Zersetzungsprodukte, darunter: verschiedene Fettsäuren von der Ameisen- bis zur Caprinsäure, Palmitin- und Stearinsäure, sowie deren Amidoderivate (Butalanin, Leucin, Amidoönanthsäure, S. 315); ferner Säuren und Amidosäuren anderer Reihen: Ölsäure, Krotonsäure, Milchsäure, Oxalsäure, Bernsteinsäure etc., verschiedene Aldehyde, Trimethylamin, Äthylamin, Amylamin, Ammoniak (frei und an Säure gebunden), Phenol, Indol, Skatol, Tyrosin und eine eigentümliche Klasse alkaloidartiger Körper, welche giftige Wirkung üben und zuerst in faulenden Leichnamen aufgefunden worden sind: die sog. Fäulnisalkaloide oder Ptomaine (s. S. 351), endlich Kohlensäure, Schwefelwasserstoff, Wasserstoff und Sumpfgas. Diese grofse Umwandlungsfähigkeit deutet auf eine sehr komplizierte

Zusammensetzung des Eiweifsmoleküls hin, und eben deshalb spielen die Eiweifskörper zweifellos eine sehr hervorragende Rolle bei der Bildung der pflanzlichen und tierischen Substanzen, sowie bei der Ernährung und dem Wachstum der Organismen.

Zur Nachweisung der Eiweifskörper kann man namentlich ihr Verhalten zu Ferrocyankalium benutzen. Man säuert die Flüssigkeit mit etwas Essigsäure oder Salzsäure an und fügt dann einige Tropfen Ferrocyankaliumlösung hinzu. Sind Eiweifsstoffe in der Flüssigkeit vorhanden, so erfolgt ein weifser, flockiger Niederschlag (1 : 50 000).

55. Die wichtigsten Eiweifskörper sind folgende:

1. **Eiweifs** oder **Albumin**: Eiereiweifs oder Hühnereiweifs in den Eiern, Bluteiweifs oder Serumalbumin im Blut und Pflanzenalbumin in den Säften der Pflanzen verteilt.

2. **Globuline.** Sie kommen namentlich in Pflanzensamen vor, in welchen sie als körnige, dem Stärkemehl zuweilen ähnliche Gebilde abgelagert sind, die häufig ein sog. Krystalloid in sich enthalten. Nach geringen Verschiedenheiten in Zusammensetzung und Verhalten bezeichnet man die Globulinsubstanzen mit verschiedenen Namen: Legumin in Erbsen, Bohnen, Linsen; Conglutin in Lupinen, Mandeln, Pfirsichkernen, Haselnüssen etc. Eine Globulinsubstanz ist auch das Vitellin im Eigelb.

3. **Fibrin** oder **Faserstoff.** Blutfibrin scheidet sich aus dem Blut ab, sobald dieses aus der Ader gelassen ist. Hierbei entsteht es aus der im Blut gelösten „fibrinogenen Substanz" durch freiwillige Gerinnung. Beim Schlagen des Blutes ballt es sich zu einer weifsen, zähen, elastischen Masse zusammen. — Muskelfibrin oder Myosin ist die Hauptsubstanz der Muskeln, in den frischen Muskelfasern in halbflüssigem Zustand, erstarrt nach dem Tode (Todenstarre). — Als Pflanzenfibrin bezeichnet man einen Bestandteil des Klebers (Gluten), welcher aus dem Mehl verschiedener Getreidesamen, besonders des Weizens, durch Kneten mit Wassers gewonnen werden kann.

4. **Kaseïn** oder **Käsestoff.** Das Kaseïn findet sich besonders in der Milch gelöst und kann durch Zusatz von Säuren oder durch die Schleimhaut des Kälbermagens (Lab) daraus in koaguliertem Zustand abgeschieden werden.

Aufser diesen Eiweifskörpern sind folgende denselben nahestehende Substanzen zu nennen: das Mucin, ein Bestandteil des tierischen Schleims; das Keratin (die Hornsubstanz der Hörner, Klauen, Nägel, Haare, Federn und der Epidermis), ferner die sogenannten Leim gebenden Substanzen: das Glutin (Knochenleim oder Gelatine) entstehend durch Kochen der organischen Substanz der Knochen (Osleïn), der Sehnen, Bänder und tierischen Häute mit Wasser; das Chondrin (Knorpelseim), auf dieselbe Weise aus der Knorpelsubstanz (Chondrogen) entstehend; das Elastin. ein Bestandteil der elastischen Fasern, besonders des Nackenbandes der gröfseren Säugetiere); das Sericin (Seidenleim) und das Fibroin (die eigentliche Seidensubstanz), beide schwefelfrei. — Endlich verschiedene sogenannte Fermente (s. Gärung), z. B. das Emulsin in den bitteren Mandeln, die Diastase in den gekeimten Gerstensamen (Malz); das Myrosin in den Senfsamen, das Ptyalin im Mundspeichel, das Pepsin im Magensaft und das Trypsin im Bauchspeichel.

Dritter Abschnitt.

Physiologische Chemie.

I. Zusammensetzung und Ernährung der organischen Wesen.

56. Die Körper der organischen Wesen (Pflanzen und Tiere) bestehen der Hauptsache nach aus (organisierten und nicht organisierten) organischen Sfoffen und aus einer relativ geringen Menge mineralicher (anorganischer) Substanzen. Durch Verbrennung können erstere zerstört, d. h. in anorganische, gasförmige Substanzen umgewandelt werden; letztere bleiben als unverbrennlicher Rückstand (Asche) zurück. — Aufserdem bildet das Wasser einen nie fehlenden (wesentlichen) Bestandteil der lebenden organischen Substanz, dessen Menge in den weichen Teilen (saftiges Zellgewebe) zwischen 60 und 90 %, in den härteren (Holz und Samen der Pflanzen, Knochen, Horn, Haare etc. der Tiere) zwischen 12 und 15 % schwankt. Unter Trockensubstanz versteht man das Gewicht der Pflanzen- und Tierstoffe abzüglich des Wassers.

1. Bestandteile des Pflanzenkörpers.

A. **Anorganische Bestandteile.** Von den Elementen des Mineralreichs kommen nur sehr wenige im Pflanzenkörper vor, und zwar: Kalium, Natrium, Calcium, Magnesium, Eisen, Chlor, Schwefel, Phosphor und Silicium in fast allen Gewächsen, aufserdem in einzelnen Pflanzenspezies z. B. *Lycopodium*) Aluminium und in den Seegewächsen noch Brom und Jod. Es fehlen also in den Pflanzen mit Ausnahme des Eisens alle schweren Metalle. Die obengenannten Elemente sind jedensfalls als Salze (Sulfate, Phosphate, Chloride) in der Pflanze enthalten. Ein Teil der Basen mag auch an organische Säuren gebunden sein. Die Kieselsäure ist in denjenigen Pflanzen, in denen sie in gröfserer Menge enthalten ist (Gramineen), zum gröfsten Teil in freiem Zustande und in unlöslicher Form abgelagert.

Die Gesamtmenge der Mineralbestandteile in der Pflanze ist im allgemeinen nur gering. Sie steigt in einzelnen Pflanzenteilen selten über 10 p. c. und beträgt meist unter 5 p. c., in dem Stamm der Holzgewächse oft nur 1—2 p. c.

Die Verteilung der einzelnen Mineralbestandteile ist sehr verschieden. Junge Pflanzen und Pflanzenteile sind meistens reich an Alkalien (die Landpflanzen enthalten vorwiegend nur Kali und sehr wenig Natron, während die Strand- und Seegewächse neben Kali auch gröſsere Mengen Natron enthalten). Die Phosphorsäure, welche für das Wachstum der Pflanzen jedenfalls von hoher Wichtigkeit ist, tritt ebenfalls in den jüngeren Organen in gröſserer Menge auf, zeigt aber später, vom Beginn der Fruchtreife an, eine groſse Beweglichkeit innerhalb der Pflanzenorgane und zieht sich in beträchtlichen Mengen nach den Früchten, wo sie sich besonders in den Samenkörnern, wahrscheinlich verbunden mit Magnesia und Kalk, ablagert.

B. **Organische Bestandteile.** Gewisse Gruppen organischer Verbindungen finden sich in allen Pflanzen. Man kann sie als

1. *Allgemeine organische Pflanzenbestandteile* bezeichnen. Diese sind:

Kohlehydrate: Cellulose, die Substanz der Zellwände, Stärkemehl, in den Zellen abgelagert, und Zucker (namentlich Rohrzucker und Traubenzucker), im Saft gelöst.

Fette: je nach den Pflanzenspezies verschiedener Art, teils verbreitet in allen Organen (in geringen Mengen), teils in besonderen Organen in reichlicher Menge angesammelt, besonders in dem Samen verschiedener Gewächse (Ölsamen).

Eiweiſskörper oder Proteïnsubstanzen: Eiweiſs, im löslichen Zustand in den einzelnen Organen verteilt.

Chlorophyll oder Blattgrün, der Farbstoff, welcher den Blättern ihre grüne Farbe verleiht.

Auſser diesen allgemeinen Pflanzenbestandteilen finden sich in den einzelnen Spezies noch sehr verschiedenartige:

2. *Besondere organische Pflanzenbestandteile,* welche jenen meist eigentümlich sind und die spezifischen Eigenschaften derselben (Farbe, Geruch, Geschmack, phsiologische Wirkung etc.) bedingen. Hierher gehören:

Organische Säuren, frei oder an Basen gebunden: Oxalsäure, Weinsäure, Zitronensäure, Äpfelsäure, Ameisensäure, Essigsäure, Buttersäure, Valeriansäure etc.; abgesehen von den in den Fetten als Triglyceride enthaltenen höheren Fettsäuren.

Eiweiſskörper oder Proteïnsubstanzen: Legumin und Conglutin in den Samen der Leguminosen; Pflanzenfibrin (Kleber) in den Getreidesamen.

Alkaloide: als wesentliche Bestandteile einzelner, durch physiologische und medizinische Wirkung ausgezeichneter Pflanzenspezies (s. S. 350).

Ätherische Öle, welche gewissen Pflanzen und Pflanzenteilen ihren eigentümlichen Geruch verleihen (s. S. 344).

Harze. Ausschwitzungen verschiedener Gewächse (s. S. 346).

Farbstoffe. Namentlich in den Blüten, einzelne auch in Holz und Wurzeln (s. S. 352).

Bitterstoffe, Gerbstoffe u. dgl. m. (s. S. 338).

In Rücksicht auf die Benutzung der Pflanzen als Nahrungsmittel für Menschen und Tiere unterscheidet man stickstoffhaltige (Nh) und stickstofffreie (Nl) Pflanzenbestandteile. Zu den stickstoffhaltigen gehören, (wenn man von den nur vereinzelt vorkommenden Alkaloiden absieht) nur die Proteïnsubstanzen; alle übrigen sind stickstofffrei. Die relativen Mengen von Nh und Nl sind zwar in den einzelnen Pflanzen und Pflanzenteilen sehr verschieden, doch überwiegen stets die stickstofffreien. Im allgemeinen sind die Wurzeln und der Stamm relativ arm an Nh, die Samen relativ reich, und die Blätter halten etwa die Mitte. Das Durchschnittsverhältnis von Nh : Nl in der ganzen Pflanze beträgt etwa 1 : 4.

2. Das Wachstum der Pflanze.

57. Die Pflanze entwickelt sich aus dem Keim und nimmt während ihrer ganzen Lebensdauer an Substanz zu. Ihre anorganische Substanz bezieht sie durch die Wurzeln aus dem Boden, jedoch mit Auswahl (s. o.). Ihre organische Substanz erzeugt sie durchaus selbst, und zwar ebenfalls aus unorganischen Materialien. Die Kohlensäure liefert den Kohlenstoff, das Wasser den Wasserstoff, das Ammoniak und die Salpetersäre den Stickstoff (welcher übrigens bei den Leguminosen durch Vermittelung der sog. Wurzelknöllchen auch im freien Zustande aufgenommen wird). Hierbei wird ein grofser Teil des Sauerstoffs im freien Zustand abgeschieden.

Die Elementargebilde des Pflanzenkörpers sind die Zellen, deren Wand aus Zellstoff besteht. Innerhalb der lebensthätigen Zelle findet unter dem Einflufs des Lichts, der Luft und der Wärme eine überaus rege chemische Thätigkeit statt, deren Resultat die Umwandlung der oben genannten unorganischen Nahrungsmittel in organische Substanzen ist. Dieser grofsartige chemische Prozefs heifst Assimilation.

Über die einzelnen chemischen Vorgänge bei der Assimilation wissen wir äufsert wenig, ja fast so gut wie nichts. Sicher ist nur das eine: die Pflanze nimmt — aufser den wenigen Mineralsubstanzen aus dem Boden — Kohlensäure (hauptsächlich durch die Blätter aus der Luft), Wasser und Ammoniak oder Salpetersäure (aus dem Boden) in sich auf und baut sich daraus unter dem Einflufs des Chlorophylls ihren eigenen Körper auf. Welches aber die ersten Produkte der Assimilation sind, und in welcher Weise diese sich in andere organische Verbindungen umsetzen, darüber steht ganz und gar nichts Sicheres fest.

Im grofsen und ganzen ist die Assimilation der Pflanze ein Reduktionsprozefs, weil alle Pflanzensubstanzen ärmer an Sauerstoff sind, als die Nahrungsmittel, aus denen sie entstehen, wie sich leicht aus der Vergleichung ihrer Formeln mit denen von CO_2, H_2O und HNO_3 ergiebt, z. B.:

Verhältnis des ausgeschiedenen Sauerstoffs zum aufgenommenen.

Nahrung und Assimilationsprodukte	Sauerstoff aufgenommen A Atome	Sauerstoff ausgeschieden U Atome	$\frac{U}{A}$
$2CO_2 + H_2O = C_2H_2O_4 + O$ Oxalsäure	5	1	$^1/_5$
$4CO_2 + 3H_2O = C_4H_6O_6 + O_5$ Weinsäure	11	5	$^5/_{11}$
$2CO_2 + 2H_2O = C_2H_4O_2 + O_4$ Essigsäure	6	4	$^2/_3$
$6CO_2 + 6H_2O = C_6H_{12}O_6 + O_{12}$ Traubenzucker	18	12	$^2/_3$
$4CO_2 + 4H_2O = C_2H_4O_8 + O_{10}$ Buttersäure	12	10	$^5/_6$
$18CO_2 + 18H_2O = C_{18}H_{36}O_2 + O_{52}$ Stearinsäure	54	52	$^{26}/_{27}$
$30CO_2 + 30H_2O = C_{30}H_{60}O_2 + O_{88}$ Melissinsäure	90	88	$^{44}/_{45}$
$10CO_2 + 8H_2O = C_{10}H_{16} + O_{28}$ Terpen	28	28	1

Diese Gleichungen, welche keine Bildungsgleichungen sind, sondern nur zur Vergleichung der Assimilationsprodukte mit der Nahrung dienen sollen, zeigen, dafs keine Pflanzensubstanz aus Kohlensäure und Wasser ohne Ausscheidung von Sauerstoff entstehen kann, selbst die Bildung der sauerstoffreichsten Pflanzensubstanz, der Oxalsäure, kann nur unter Abscheidung von $^1/_5$ O erfolgen; bei allen übrigen ist der Austritt gröfserer Mengen O nötig.

Daraus folgt, dafs alle Pflanzensubstanzen wieder brennbar sein müssen. Bei der vollkommenen Verbrennung (zu Kohlensäure und Wasser) nehmen sie die Menge Sauerstoff wieder auf, welche bei ihrer Bildung abgeschieden worden ist. Die Pflanze schafft also aus verbranntem Material immer wieder brennbare Substanzen.

3. Bestandteile des Tierkörpers.

58. A. **Anorganische Bestandteile.** Diese stimmen im allgemeinen mit denen des Pflanzenkörpers überein. Auch hier fehlen sämtliche schweren Metalle mit Ausnahme des Eisens. Die Salze der Alkalien (Karbonate, Sulfate, Phosphate, Chloride) sind in dem Blut und in den Säften und Sekreten gelöst; ebenso gewisse Magnesium- und Calciumsalze. Phosphor (Phosphorsäure) und Schwefel bilden überdies einen Bestandteil fast sämtlicher Gewebe und Säfte. Der Kalk ist zum gröfsten Teil als Calciumphosphatkarbonat in den Knochen abgelagert (daneben auch etwas Magnesiumphosphat). Die Verteilung und Menge der einzelnen Mineralsubstanzen in den Organen stimmt bei den verschiedenen Tierspezies nicht ganz überein. Beim Menschen beträgt der Gehalt der Mineralstoffe im ganzen etwa 20 % der Trockensubstanz des Körpers, und hiervon kommen allein 19 % auf die Knochen. Die anorganischen Bestandteile bleiben wie bei den Pflanzen nach dem Verbrennen als Asche zurück.

B. **Organische Bestandteile.** Abweichend vom Pflanzenkörper besteht der Tierkörper zum größeren Teile aus stickstoffhaltigen Substanzen; stickstofffrei sind nur das Fett und einige in geringen Mengen vorkommende Kohlehydrate (Zucker, glykogene Substanz, besonders in der Leber), Cholesterin etc.

Wie bei den Pflanzen sind auch hier die elementaren Formbestandteile (Zellen) nach ihrem Verhalten und nach ihrer chemischen und physiologischen Funktion in den einzelnen Organen außerordentlich verschieden. Die tierischen Zellen sind durch stickstoffhaltige Intercellularsubstanzen untereinander verbunden.

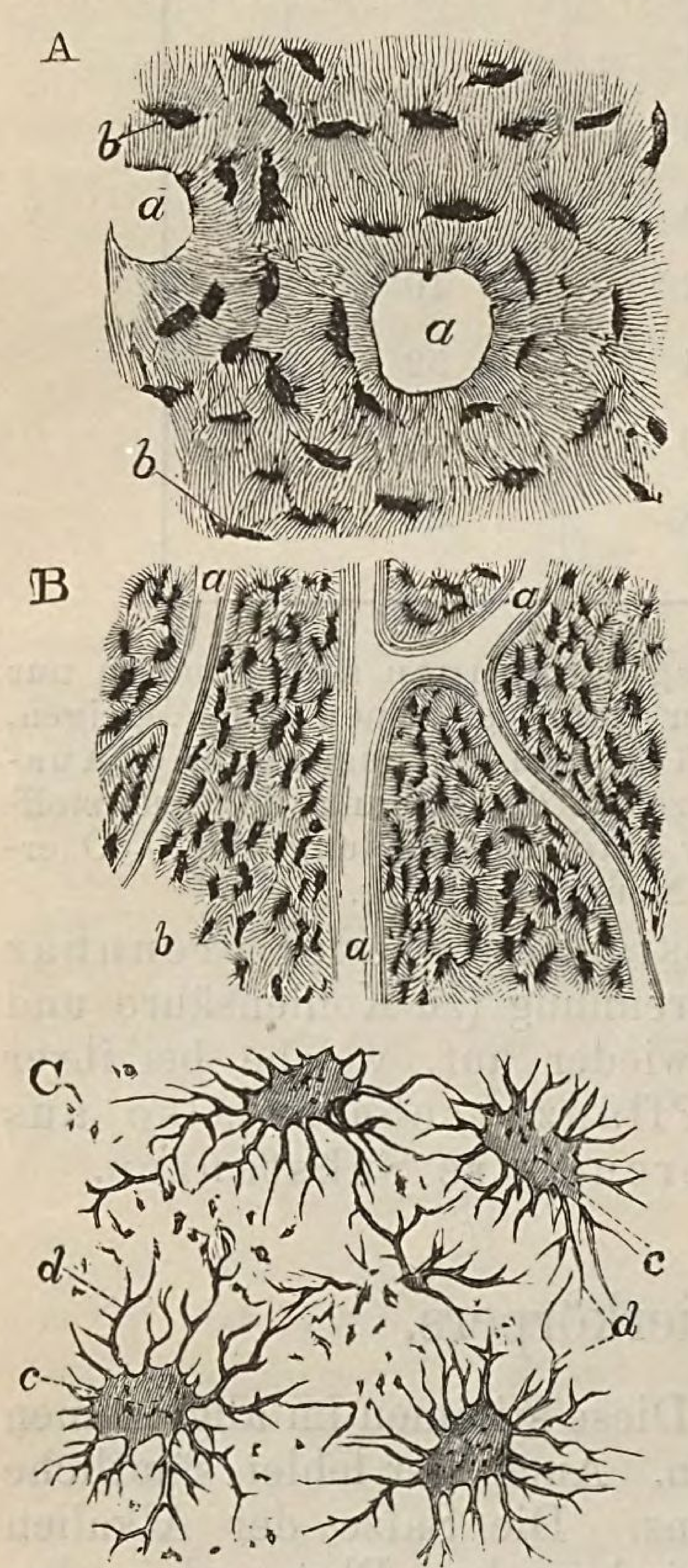


Fig. 256.
A. Querschnitt eines Knochens (250 mal vergrößert); *B.* Längsschnitt (100 mal): *a.* Kanäle, *b.* sog. Knochenkörperchen (richtiger Lücken); *C.* Knochenkörperchen (600 mal vergrößert). — Nach Huxley.

C. **Organe.** In seiner Organisation ist der Tierkörper viel komplizierter als der Pflanzenkörper. Seine Hauptorgane sind: Knochen und Knorpel, Bänder, Muskeln und Sehnen, Gefäße (für Blut, Chylus und Lymphe), Nerven, Drüsen, Verdauungsorgane, äußere Haut und Schleimhäute und Harnorgane.

Die chemischen Bestandteile dieser Organe sind teils feste organisierte (vom Wasser aufgequellte) Substanzen, welche die sogenannten Gewebe bilden, teils halbfeste, teils flüssige und gelöste Stoffe. Die letzteren sind der Menge nach überwiegend.

1. Die Knochen. Ihre organische Grundsubstanz ist ein leimgebendes Gewebe, das Osseïn, welches beim Kochen mit Wasser in Glutin oder Knochenleim (Gelatine) übergeht (S. 359). Es ist von feinen, Gefäße und Nerven führenden Kanälchen (Fig. 256, *A* und *B*, *a*) durchsetzt, besitzt außerdem zahlreiche kleine Hohlräume oder Lücken, die sog. Knochenkörperchen (*A* und *B*, *b*; *C*, *c*), welche durch verzweigte feine Kanäle verbunden sind (*C*, *d*), und enthält in sich reichliche Mengen Calciumphosphatkarbonat etc. (s. o.) abgelagert. Diese Mineralsalze können durch Salzsäure extrahiert werden, worauf das Knochengewebe als weiche Masse zurückbleibt.

Knorpel (Rippenknorpel, Gelenkknorpel, Knorpel des Kehlkopfs, Ohrknorpel, sowie die später ossifizierenden Knorpel der jungen Wirbeltiere) bestehen aus einer durchscheinenden, zähen, elastischen Masse,

deren Hauptbestandteil die chondrogene Substanz ist, welche beim Kochen mit Wasser in Knorpelleim (Chondrin, S. 359) übergeht.

2. Die Muskeln sind faserige, von Bindegewebe eingeschlossene Gebilde, deren wesentliche Substanz das halbflüssige Myosin ist; zwischen den Faserbündeln finden sich Ablagerungen von Fett.

Die Muskelflüssigkeit (Fleischflüssigkeit) ist eine sehr verdünnte Lösung verschiedener stickstoffhaltiger Substanzen (Albumin, Kreatin, Sarkin, Xanthin etc.) und Salze. Beim Kochen gerinnen das Myosin und Albumin, und die löslichen Substanzen (Kreatin etc., Salze) gehen in die Lösung über (Fleischbrühe, Fleischextrakt, s. Nahrungsmittel).

3. Die Sehnen und Bänder, welche zur Verbindung der Knochen untereinander und mit den Muskeln dienen, bestehen aus leimgebender Substanz, doch von wesentlich anderer Organisation als in den Knochen.

59. 4. Die Haut, welche den ganzen Körper einkleidet, besteht aus der Oberhaut (Epidermis) und der darunter liegenden Lederhaut. Die Lederhaut ist ein aus vielfach sich kreuzenden Bindegewebsfasern bestehendes, sehr festes Gewebe, welches reich an Blutgefäfsen und Nerven ist. Die tiefsten Schichten derselben sind mehr oder weniger reich mit Fettgewebe versehen (Fettpolster), und darin liegen die knäuelförmig entwickelten Schweifsdrüsen, welche in feinen Kanälchen in der Oberhaut münden (Fig. 257).

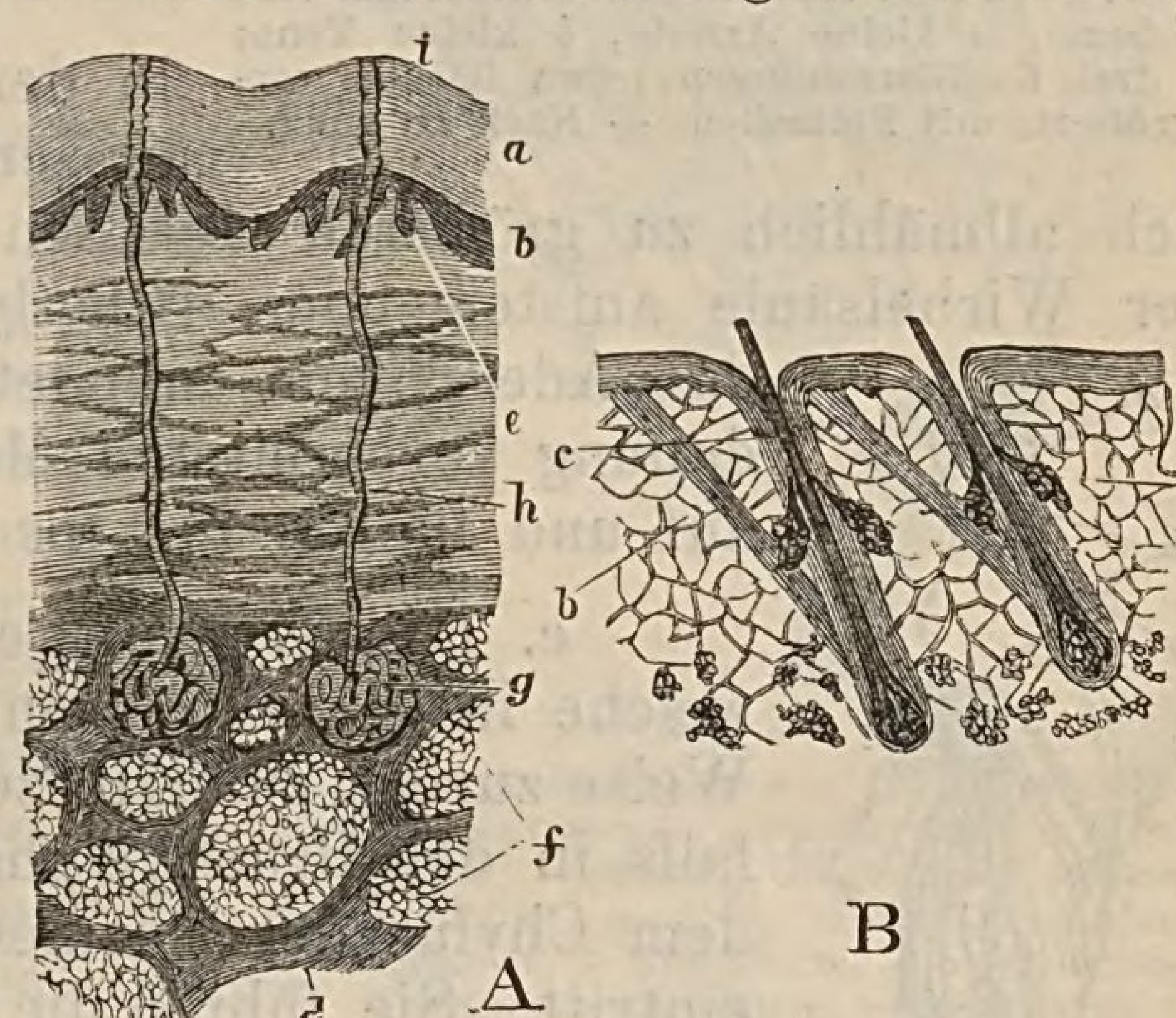


Fig. 257.
A Querschnitt der Haut mit Schweifsdrüsen. *a*, *b* Epidermis; *e*, *d* Lederhaut; *f* Fettzellen; *g* Schweifsdrüsen mit Ausführungskanal *h i*.
B Querschnitt der Haut mit Haarwurzeln; *a* Epidermis, darin Haarwurzeln mit Talgdrüsen, *c* Haarscheide, *b* Muskel derselben. — Nach Huxley.

Zu den Gebilden der Oberhaut gehören auch die Haare und die Nägel, beide ohne Blutgefäfse und Nerven.

Unter Schleimhäuten versteht man die die inneren Körperhöhlen (Nasenhöhle, Mund, Luftröhre und Bronchien, Speiseröhre, Magen und Darm etc.) auskleidenden Häute, welche darin übereinstimmen, dafs sie eine zähe, fadenziehende, Schleimstoff oder Mucin enthaltende Substanz aussondern, aufserdem aber noch andere Sekrete liefern, welche meist die Produkte einer Drüsenabsonderung sind und in den einzelnen Organen verschiedene Beschaffenheit besitzen.

5. Die Gefäfse sind vielfach verzweigte Kanäle, welche für die Bewegung der wichtigsten Ernährungsflüssigkeiten (Blut, Chylus, Lymphe) dienen.

a. Die Blutgefäfse oder Adern sind Arterien (Schlagadern) und Venen, jene vom Herzen ausgehend, diese zum Herzen führend.

Ihre Wände bestehen aus Bindegewebssubstanz, elastischen Fasern und meist ringförmigen Muskelfasern, und zwar finden sich letztere namentlich in den Arterien, besonders in den kleinen (a. Fig. 258). Diese Muskelfasern dienen zur Regulierung des Blutstromes und stehen unter der Herrschaft gewisser Nerven. Die kleinsten Arterien und Venen sind durch ein Netz von Haargefäſsen oder Kapillaren (mikroskopisch feine Kanälchen mit sehr dünner Wand) verbunden, durch welche das arterielle Blut strömen muſs, um in die Venen zu gelangen. Die Haargefäſse sind in allen Körperteilen, welche durch Blut versorgt werden sollen, verbreitet und durchziehen die Gewebe. Durch ihre dünnen Wände treten die zur Ernährung dienenden Blutbestandteile aus, und ein groſser Teil der Zersetzungsprodukte wieder ein. Die Blutbahn ist vollkommen geschlossen und nur für Flüssiges (unter Umständen auch für die weichen Blutzellen) durchgängig.

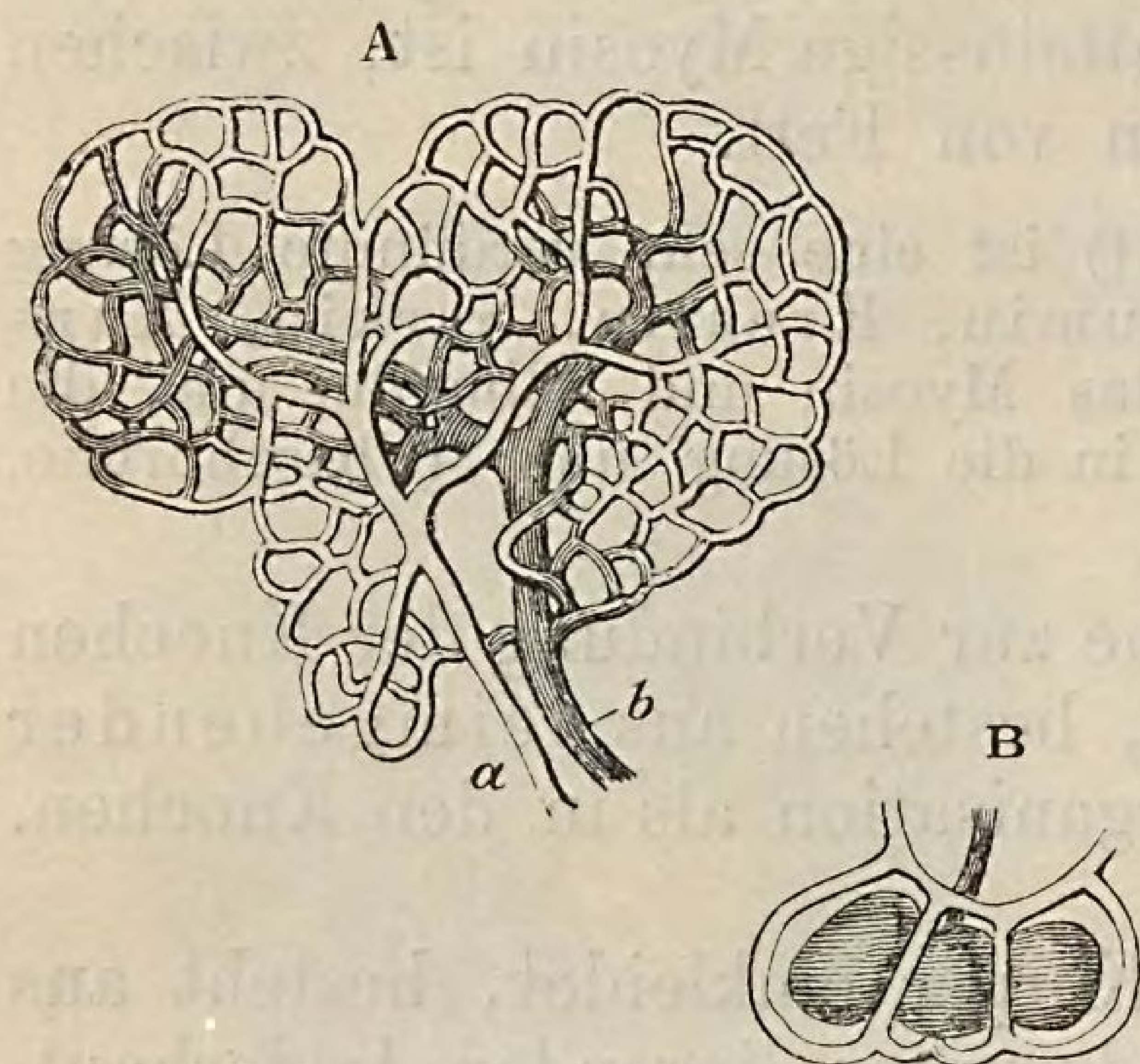


Fig. 258.

Haargefäſse: *A* Netzwerk (etwa 50mal vergröſsert), *a* kleine Arterie, *b* kleine Vene; *B* drei Kapillarschlingen (etwa 100mal vergröſsert) mit Fettzellen. — Nach Huxley.

b. Die Chylusgefäſse entspringen in der Wand des Darmes als sehr feine, auſserordentlich zahlreiche Kanälchen, die sich allmählich zu gröſseren Gefäſsen vereinigen und zuletzt in den vor der Wirbelsäule aufsteigenden Brustlymphstamm übergehen, welcher in das Adersystem mündet. Sie nehmen den durch die Verdauung vorbereiteten Milchsaft (Chylus) aus dem Darm auf und führen ihn ins Blut (s. u. Verdauung).

c. Die Lymphgefäſse sind feine Kanäle (Fig. 259), welche in allen übrigen Körperteilen entspringen und in der Weise zurück zum Herzen führen, daſs sie schlieſslich gleichfalls in den Brustlymphstamm münden und ihren Inhalt mit dem Chylus des Darmes mischen, bevor dieser in das Blut eintritt. Sie führen die von den Geweben nicht absorbierten Blutbestandteile und wohl auch einen Teil der von jenen ausgeschiedenen löslichen Substanzen in das Blut zurück.

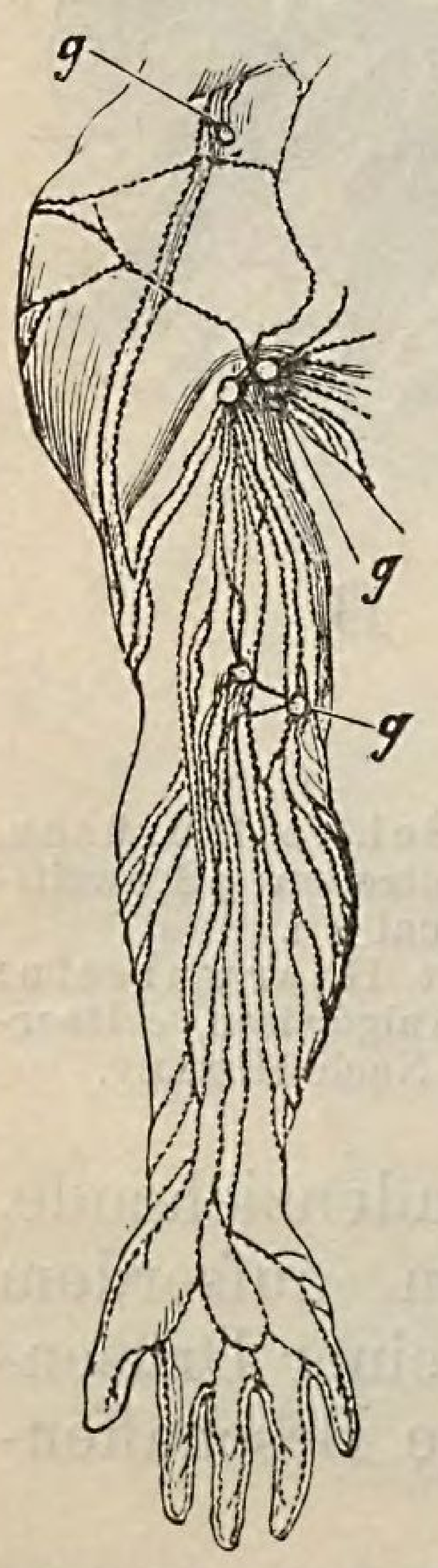


Fig. 259.

Lymphgefäſse des Armes; *g* Lymphdrüsen. — Nach Huxley.

60. 6. Die Nerven. Das Nervensystem besteht bei den höheren Tieren aus den Zentralorganen: Gehirn und Rückenmark, und den peripherischen Organen: den Nerven.

Jene sind in der Schädelhöhle und in der Wirbelsäule lokalisiert, diese führen als zahlreiche, sich vielfach verästelnde, zuletzt in sehr feine Enden auslaufende faserige Stränge vom Zentrum aus nach den Organen des Körpers und treten hier, durch ihre feinsten Enden entweder a) mit den Muskelfasern der Bewegungsorgane, des Herzens, der Verdauungsorgane, mit den Muskelfasern der Gefäſse (kleine Arterien und Venen) und den verschiedenen Drüsen in Verbindung (ableitende Nerven), oder b) sie verbinden die Sinnesorgane und viele inneren Organe mit den Nervenzentren (zuleitende oder Empfindungsnerven).

Die ableitenden Nerven leiten Reize vom Zentrum nach der Peripherie und bringen dadurch entweder die verschiedenen Muskelfasern zur Kontraktion (Be-

wegungsnerven) oder regulieren die Ausscheidung der Drüsenorgane und die Muskeln der kleinen Arterien und Venen (vasomotorische Nerven). Die zuleitenden Nerven leiten umgekehrt die Reize, welche die Sinnesorgane oder inneren Teile empfangen, den Zentralorganen (Rückenmark und Gehirn) zu, wo sie Reflexe veranlassen, bezw. als Empfindungen im Bewufstsein auftreten. Die Natur dieser höchst merkwürdigen Vorgänge ist für uns durchaus rätselhaft.

Die chemische Zusammensetzung der Nervensubstanz ist wenig erforscht, am besten noch die des Gehirns. Ihr Wassergehalt beträgt etwa 80 %, in der Trockensubstanz sind verschiedene stickstoffhaltige Substanzen (Albumin und Glutin, Lecithin, Cholesterin und Cerebrin, Kreatin, Xanthin etc.) und aufserdem Fett, welches phosphorhaltig zu sein scheint, aufgefunden worden, doch ist über die Bedeutung dieser Stoffe für die Funktionen der Gehirnsubstanz durchaus nichts bekannt.

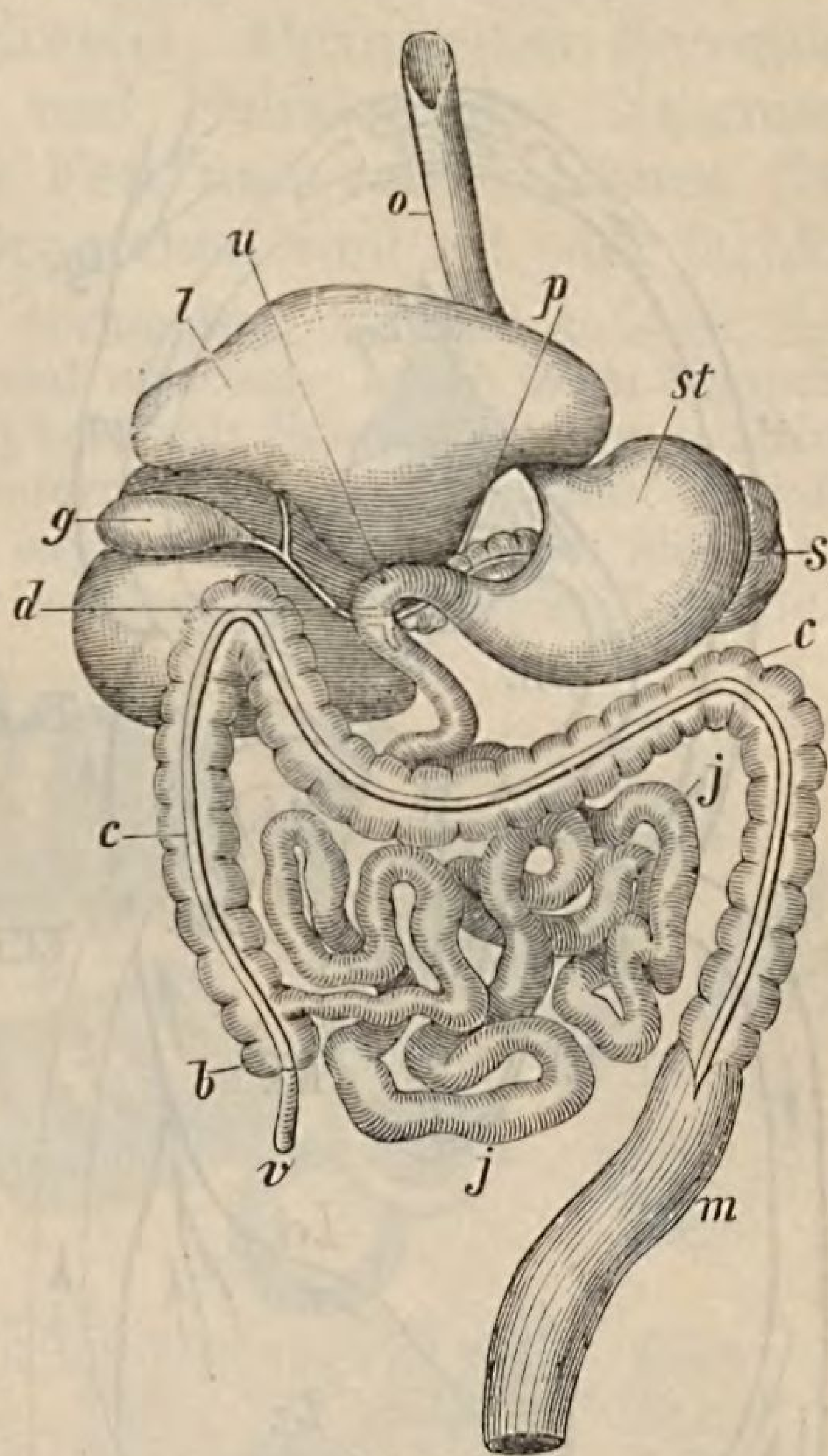


Fig. 260.
Schematische Darstellung der Verdauungsorgane. *o* Speiseröhre, *st* Magen, *u* Pförtner, *l* Leber, *g* Gallenblase, *p* Bauchspeicheldrüse, *sp* Milz, *d* Zwölffingerdarm, *j* Dünndarm, *b* Blinddarm, *v* wurmförmiger Fortsatz, *c* Dickdarm, *m* Mastdarm.

7. Die Verdauungsorgane (Fig. 260) bestehen aus Mund, Speiseröhre, Magen, Darm (Zwölffingerdarm, Dünndarm, Dickdarm und Mastdarm), welche einen zusammenhängenden Kanal bilden. In diesen münden seitlich (im Zwölffingerdarm) von der rechten Seite her der aus der Leber und Gallenblase kommende Gallengang und von der linken Seite her der Ausführungsgang der Bauchspeicheldrüse, welche beide, zuletzt durch einen gemeinschaftlichen Kanal, in den Zwölffingerdarm führen. Die Wände der Speiseröhre, des Magens und Darms bestehen aus muskulösen Häuten, welche sich während der Verdauung in der Weise fortwährend kontrahieren, dafs sie den Nahrungsbrei allmählich vom Eingang zum Ausgang fortbewegen. Diese (peristaltische) Bewegung der Magen- und Darmmuskeln steht nicht unter der Herrschaft des Willens (unwillkürliche Muskeln). Aufserdem sondern die Wände des Verdauungskanals verschiedene Sekrete ab, welche zur Verdauung nötig sind (s. u. Ernährung).

Sämtliche in Fig. 260 abgebildete Verdauungsorgane mit Ausnahme der Speiseröhre liegen im Unterleib.

61. 8. Die Organe des Blutumlaufs. Das Zentralorgan des Blutumlaufs, das Herz welches nebst der Lunge im Brustkasten (Oberleib) gelegen ist, besteht aus dem linken und rechten Herzen, und jeder Teil aus zwei Kammern (Vorkammer und Herzkammer).

Die Blutgefäſse sind in der Weise mit dem Herzen verbunden, daſs sie das Blut von der linken Herzkammer hinaus in alle Teile des Körpers, dann zurück zur rechten Vorkammer, von dieser zur rechten Herzkammer und zur Lunge, schlieſslich wieder zur linken Herzkammer zurückführen (Kreislauf), wie die ganz schematische Darstellung in Fig. 261 zeigt. Hierbei ist zu unterscheiden:

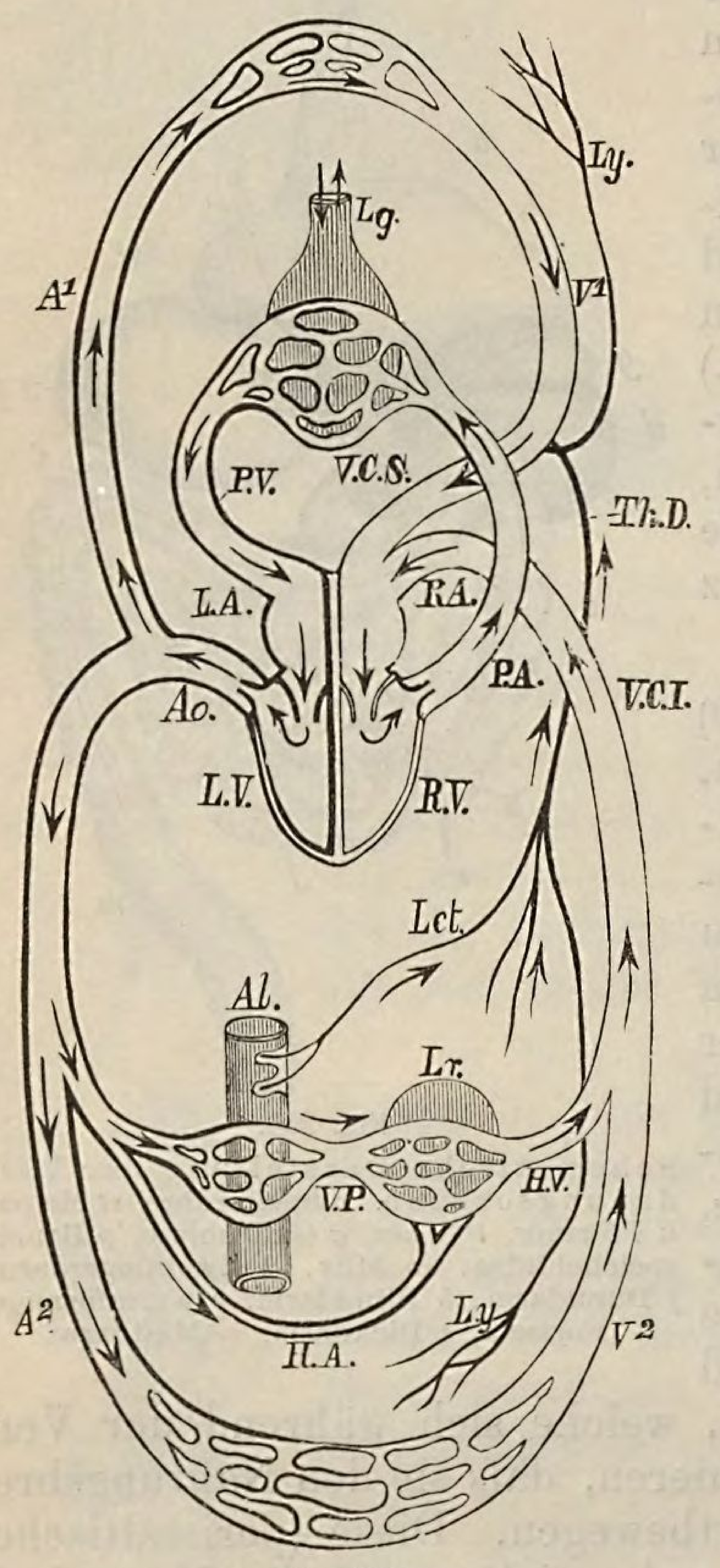


Fig. 261.
Schematische Darstellung des Kreislaufs. Nach Huxley.

a. Groſser Kreislauf. Von der linken Herzkammer, *L. V.*, tritt das Blut in die groſse Schlagader (Aorta, *Ao.*), welche innerhalb des Brustkastens Zweige für Kopf, Arme und Oberleib (A^1), innerhalb der Bauchhöhle solche für Unterleib und Beine A^2) abgiebt. Alle Zweige teilen sich dann in Äste, welche immer zahlreicher und zugleich immer enger werden und sich in den verschiedenen Organen verbreiten. Die letzten Enden, die kleinen Arterien, verzweigen sich schlieſslich in Haargefäſse, welche sich wieder zu Venen (zuerst zu kleinen, und diese wieder zu gröſseren V^1 u. V^2) vereinigen, bis endlich die letzten gröſsten Venenstränge (Hohlvenen, *V.C.S.* u. *V.C.I.*) das Blut von der oberen und unteren Körperhälfte zur rechten Vorkammer, *R.A.*, zurückführen.

Die Blutgefäſse, welche die Organe des Unterleibs (Verdauungsorgane, *Al.*) versorgen, bilden einen besonderen Teil des groſsen Kreislaufs. Das arterielle Blut nämlich, welches der Magen, die Bauchspeicheldrüse, die Milz und der Darm von der groſsen Schlagader des Unterleibs empfängt, geht auf seinem Rückweg nicht direkt in die groſse Hohlvene des Unterleibs, sondern sammelt sich zuerst in einer besonderen Vene, der Pfortader, *V.P.*, welche in die Leber, *Lr.*, mündet und sich innerhalb derselben wieder zu Haarröhrchen verzweigt. Nachdem es die Leber durchflossen, geht es durch die Lebervene, *H.V.*, in die Hohlvene des Unterkörpers und durch diese, gemischt mit dem übrigen venösen Blut des Unterkörpers, in die rechte Vorkammer. Die Leber empfängt auſserdem noch aus einem kleinen Zweige der Unterleibsschlagader, *H.A.*, arterielles Blut. Sie bereitet aus Bestandteilen des Blutes und den aus Magen und Darm zugeführten Stoffen das Glykogen und die Galle, welche letztere sich in die Gallenblase und von hier aus dann in den Zwölffingerdarm ergieſst (Pfortaderkreislauf).

b. Kleiner Kreislauf. Das venöse Blut, welches in die rechte Vorkammer, *R.A.*, eintritt, geht durch die rechte Herzkammer, *R.V.*, und die Lungenarterie, *P.A.*, zur Lunge, *Lg.*, durchflieſst die Kapillargefäſse derselben und tritt schieſslich in die linke Vorkammer, *L.A.*, ein. Von hier aus gelangt es wieder zur linken Herzkammer, *L.V.*, und nun beginnt der Kreislauf von neuem.

Ly sind Lymphgefäſse, *Lct* Chylusgefäſse.

62. **Tierische Flüssigkeiten.** Diese erfüllen entweder die Lücken und Spalten der Gewebe und bilden den Inhalt der Zellen oder zirkulieren in besonderen Gefäſsen (Blut, Chylus, Lymphe) oder werden

von gewissen Organen abgesondert (sezerniert), um an den Ernährungsvorgängen teilzunehmen (Speichel, Magensaft, Bauchspeichel, Darmsaft, Galle) oder den Körper als Abgangsstoffe zu verlassen (Milch, Harn, Schweifs).

1. Das Blut besteht aus einer farblosen Flüssigkeit (dem Plasma), in welcher die Blutkörperchen oder Blutzellen schwimmen. Das Plasma ist eine wässerige Lösung von Eiweifs, fibrinogener Substanz, Salzen (Natriumchlorid nebst Phosphaten und Sulfaten des Natriums, Kaliums, Calciums und Magnesiums), etwas Fett und verschiedenen Zersetzungsprodukten des Körpers. Die Blutkörperchen sind rot oder farblos.

Die roten sind in überwiegender Mehrzahl vorhanden; sie sind äufserst klein (4—5 Millionen auf 1 cbmm), linsenförmig, weich und elastisch; durch ihren Hauptbestandteil, das Hämoglobin, besitzen sie die Fähigkeit, mit Sauerstoff eine sehr lose Verbindung einzugehen (Oxyhämoglobin), wodurch sie hellkarminrot werden (arterielles Blut), und diesen wiederum leicht an oxydierbare Substanzen abzugeben (dunkelrotes, venöses Blut). Die Umwandlung des venösen in arterielles Blut erfolgt in der Lunge unter dem Einflufs des Sauerstoffs der eingeatmeten Luft. — Die weifsen Blutkörperchen sind im allgemeinen etwas gröfser und verschiedenartig gestaltet, von sehr veränderlicher Form; ihre Menge beträgt durchschnittlich 3—4 $^0/_{00}$ der roten.

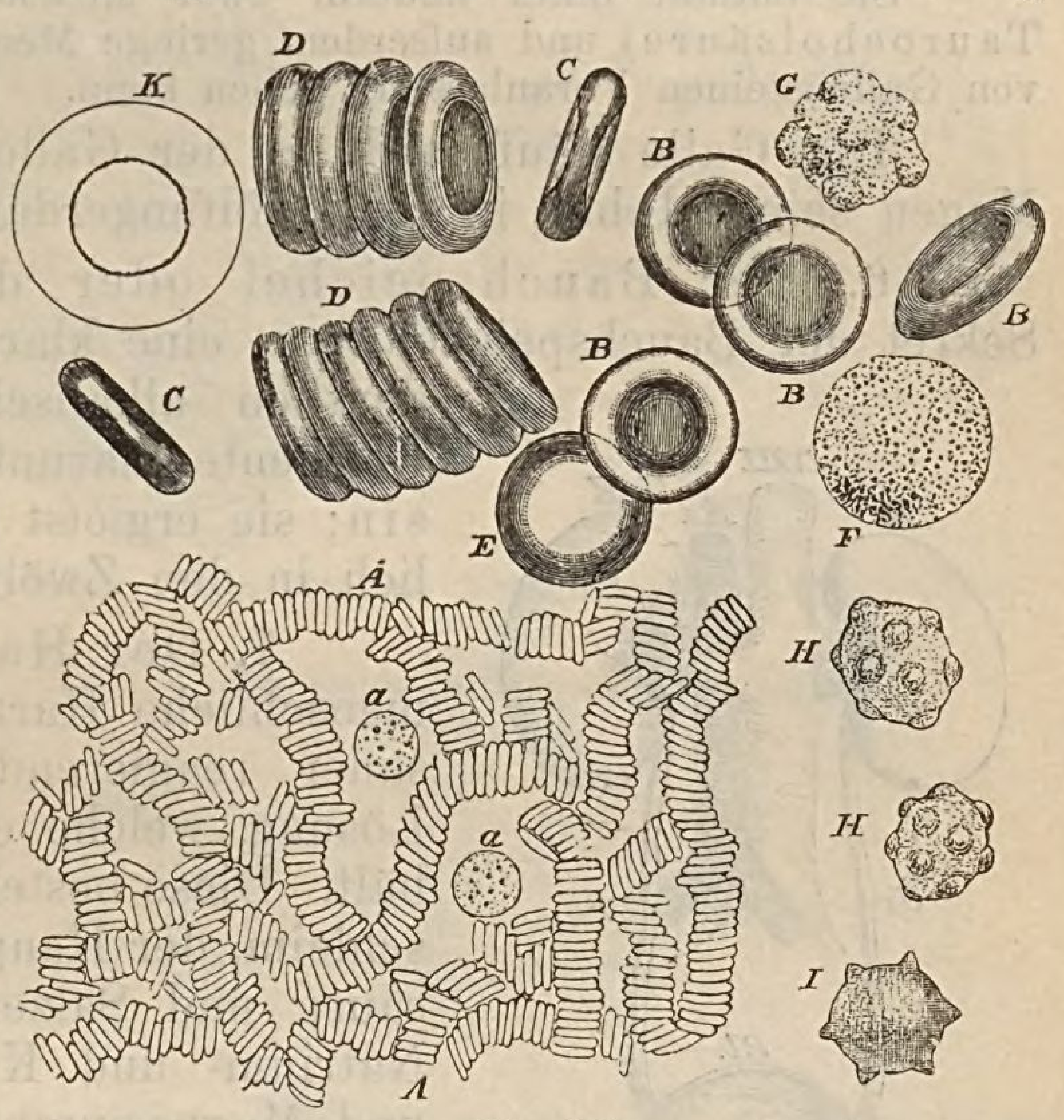


Fig. 262.
Rote Blutkörperchen: *A* 400 mal vergröfsert, *B*, *E* 1000-*C*, *D* 1200 mal vergröfsert, geldrollenartig geordnet, *H*, *I* geschrumpft. — Weifse Blutkörperchen: *Aa* 400-, *F*, *G* 1000 mal vergröfsert. — Nach Huxley.

Wird das Blut aus der Ader gelassen, so gerinnt es bald, indem die fibrinogene Substanz zu unlöslichem Fibrin erstarrt (S. 359), welches samt den eingeschlossenen Blutkörperchen den Blutkuchen bildet, der sich allmählich zusammenzieht und dabei eine wässerige Flüssigkeit, Serum, ausschwitzt, in der er schwimmt. Vor dem Eintritt der Gerinnung ordnen sich die roten Blutkörperchen in der Regel „geldrollenartig" (Fig. 262) Das Bluteiweifs bleibt im Serum gelöst.

2. Chylus und Lymphe sind wässerige, dem Blutplasma sehr ähnlich zusammengesetzte Flüssigkeiten, welche in den Chylus- und Lymphgefäfsen fliefsen und durch den Brustlymphstamm in einen Zweig der Hohlvene des Oberkörpers treten und so ins Blut gelangen (s. o. S. 366). Der durch die Darmzotten resorbierte Chylus ist (nach fetthaltiger Nahrung) reich an feinverteilten Fettkügelchen und erscheint demnach weifs gefärbt wie Milch (Milchsaft).

3. Der Speichel ist ein Gemisch von Mundschleim und den Sekreten der Speicheldrüsen.

Er bildet eine schwach getrübte, mehr oder weniger zähe Flüssigkeit von schwach alkalischer Reaktion und enthält etwas Eiweifs, wechselnde Mengen Mucin (Schleimstoff) und ein diastatisches Ferment (Ptyalin, s. Gärung); aufserdem

geringe Mengen von Rhodankalium oder -natrium, Chloralkalien, etwas phosphorsauren Kalk und Magnesia.

4. Der Magensaft, eine stark sauer reagierende Flüssigkeit, gemengt mit dem alkalischen Magenschleim.

Jener wird von den in der Magenhaut eingebetteten Labdrüsen abgesondert und bildet eine klare, farblose, dünne Flüssigkeit, welche eine Lösung von freier Salzsäure und dem als Ferment wirkenden Pepsin ist. (Andere freie Säuren, die im Magensaft auftreten, z. B. Essigsäure, Buttersäure, Milchsäure etc., stammen jedenfalls aus der Nahrung, bezw. aus Gärungsprozessen im Magen.) Der Magensaft fliefst nur, wenn die Magenwand gereizt wird (z. B. durch eingeführte Nahrung, besonders Alkohol, Gewürze, alkalisch reagierende Flüssigkeiten). Im ungereizten Zustand ist die Magenwand nur mit Schleim überzogen.

5. Die Galle, das Sekret der Leber; eine durch die Gallenfarbstoffe gelblich- oder grünlich-braun gefärbte, schwach alkalisch reagierende, bitter schmeckende Flüssigkeit.

Sie enthält unter anderm zwei stickstoffhaltige Säuren (Glykochol- und Taurocholsäure) und aufserdem geringe Mengen Cholesterin, welches zur Bildung von Gallensteinen Veranlassung geben kann.

Die Galle häuft sich in der Gallenblase an, und erst, wenn der Magen seinen Inhalt in den Zwölffingerdarm treibt, fliefst sie in den Darm.

6. Der Bauchspeichel oder die Pankreasflüssigkeit, das Sekret der Bauchspeicheldrüse, eine klare, farblose, zähe Flüssigkeit von deutlich alkalischer Reaktion, enthält mehrere Fermente, darunter das Pankreatin oder Trypsin; sie ergiefst sich mit der Galle gemeinschaftlich in den Zwölffingerdarm.

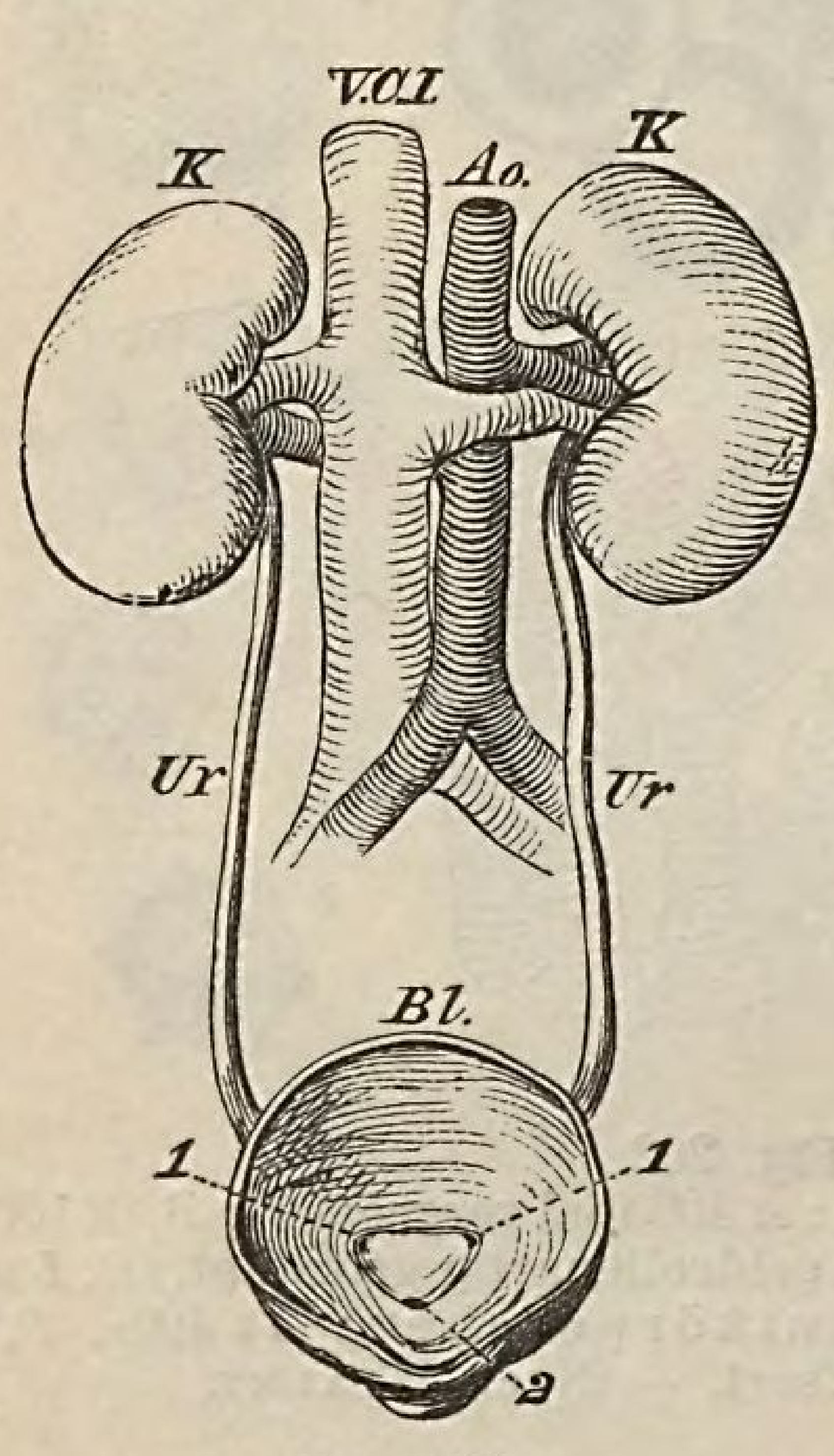


Fig. 263.
Die Nieren, *KK*, mit den Harnleitern, *Ur*, und der Harnblase, *Bl.* — Nach Huxley.

7. Der Harn, das Sekret der Nieren. Der menschliche Harn ist im normalen Zustand eine sauer reagierende, gelblich gefärbte, wässerige Lösung, welche etwa 4 p. c. feste Substanzen enthält. Diese bestehen, abgesehen von etwas Blasenschleim, der Hauptsache nach aus Harnstoff, Harnsäure und Salzen (Natrium- und Kaliumchlorid, Natrium- und Kaliumsulfat, Natrium-, Calcium- und Magnesiumphosphat).

Die Nieren (Fig. 263) liegen unterhalb des Zwerchfells an der Wirbelsäule nahe der grofsen Arterie, *Ao*, und der Hohlvene, *V.C.I.*, des Unterkörpers. Von ersterer tritt in jede Niere ein kurzer Zweig, welcher sich rasch bis zu Haargefäfsen verästelt, die sich dann wieder zuerst zu kleinen Venen und schliefslich zu je einer Nierenvene vereinigen, die in die grofse Hohlvene des Unterkörpers eintreten. Das Blut durchfliefst die Nieren rasch und giebt durch die Haargefäfse in eigentümlich gebauten Organen innerhalb der Nieren den Harn ab, welcher sich durch die Harnleiter in die Harnblase ergiefst und dort ansammelt. Auf diese Weise werden die im Harn gelösten Bestandteile dem Blut fortwährend entzogen und aus dem Kreislauf abgeführt.

Der Harn der pflanzenfressenden Säugetiere, z. B. der Pferde- und Rindviehharn, reagiert alkalisch und enthält unter anderm viel Hippursäure und kohlensaure Salze, aber keine Phosphate.

8. Der Schweifs, das Sekret der Schweifsdrüsen (vgl. Fig. 257, S. 365), eine sehr verdünnte, wässerige, meist schwach sauer reagierende Flüssigkeit, welche etwas Harnstoff, saure alkalische Phosphate und geringe Mengen Fett enthält.

Er unterliegt sehr bald der Zersetzung, wobei sich der Harnstoff in Ammoniak verwandelt und das Fett in Glycerin und freie Fettsäuren (darunter namentlich Buttersäure) spaltet, welche sich durch ihren unangenehmen Geruch bemerklich machen. Unter gewöhnlichen Umständen verdunstet der Schweifs in dem Mafse, wie er von der Haut sezerniert wird; bei starker Bewegung, oder wenn der Körper von feuchtwarmer Luft umgeben ist, sondert er sich als Flüssigkeit ab. Er enthält überdies stets Kohlensäure.

9. Die Milch ist eine Lösung von Kaseïn (nebst etwas Albumin), Milchzucker und Salzen (namentlich Phosphate der Alkali- und Alkalierdmetalle nebst etwas Eisenoxyd), in welcher reichliche Mengen Fett (Butterfett) in Form höchst feiner Tröpfchen suspendiert sind, wodurch sie ihre weifse Farbe erhält.

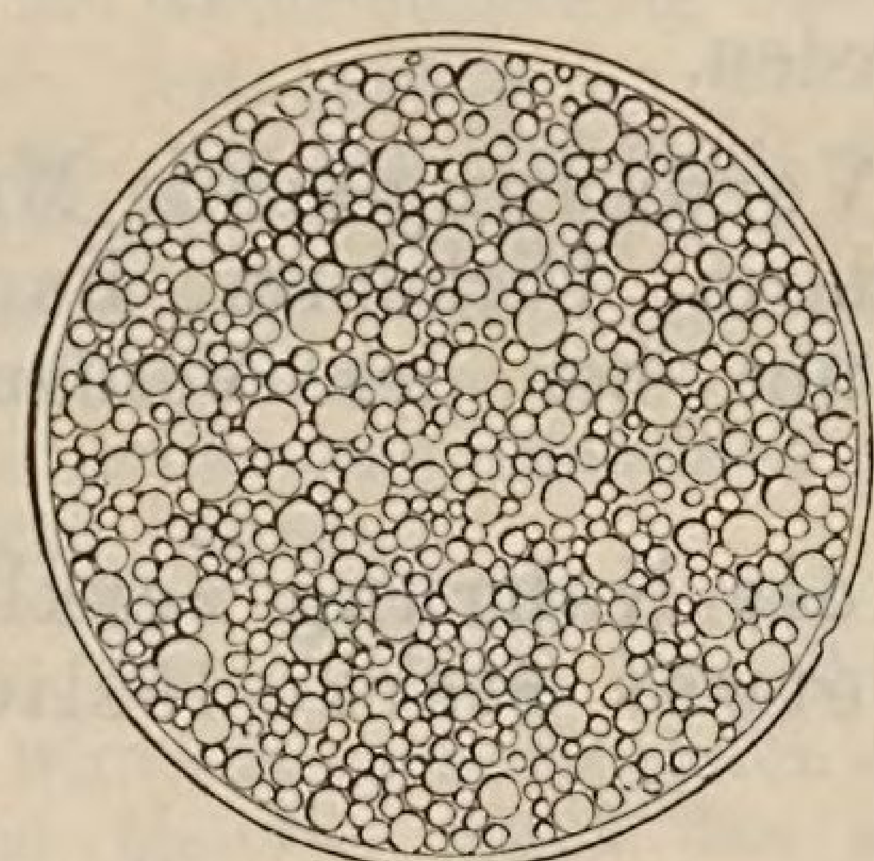


Fig. 264. Volle Milch. (Nach ELSNER.)

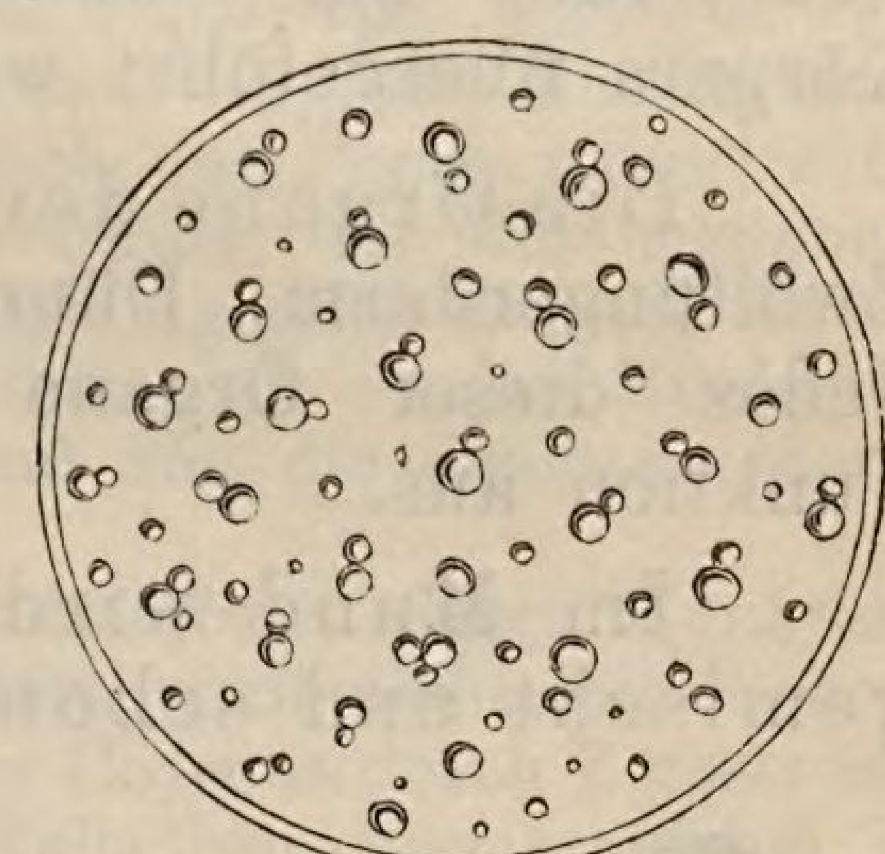


Fig. 265. Entrahmte Mich. (Nach ELSNER).

Die relativen Mengen dieser Bestandteile sind bei den verschiedenen Tierarten verschieden. Aber auch bei derselben Art treten je nach der Rasse und der Nahrung Schwankungen innerhalb ziemlich weiter Grenzen ein. Die Kuhmilch Fig. 264 und 265) enthält

	im Mittel	die Schwankungen betragen:
Wasser	87,5%	90 — 85%
Fett	3,4%	2,0—6,0%
Kaseïn	3,2%	2,0—4,5%
Eiweifs	0,7%	0,3—1,1%
Milchzucker	4,5%	3,0—6,0%
Salze	0,7%	0,6—0,9%
	100,0%	

Bei ruhigem Stehen steigen die Butterkügelchen auf und sammeln sich auf der Oberfläche (Rahm oder Sahne); beim Buttern ballen sie sich zusammen und bilden die Butter; die davon getrennte Flüssigkeit (Buttermilch) enthält nur noch etwa 1% Fett, sonst alle übrigen Bestandteile. Auf Zusatz von Säuren oder Lab (Magenschleimhaut) gerinnt die Milch, indem sich das Kaseïn abscheidet (Käse) und dabei eine gewisse Menge Fett einschliefst; auch bleibt ein grofser Teil der Salze im geronnenen Kaseïn. Die zurückbleibende Flüssigkeit (Molken) enthält noch geringe Mengen (im ganzen etwa 5%) der festen Milchbestandteile.

4. Ernährung des Tierkörpers.

63. Der tierische Organismus kann seine Körperbestandteile nur aus fertig gebildetem organischen Material erzeugen. Er ist deshalb mit seiner Ernährung auf das Pflanzenreich, welches solche Stoffe aus anorganischem Material produziert (s. o.), angewiesen. Die Herbivoren

sind so organisiert, daſs sie nur von vegetabilischer Nahrung leben, die Carnivoren nehmen nur animalische Nahrung auf, die Omnivoren, zu denen auch der Mensch gehört, verarbeiten gemischte Kost.

Hier sollen nur die Ernährungsvorgänge beim Menschen besprochen werden.

So verschieden auch die Nahrungsmittel (s. u.) in ihrer Zusammensetzung sind, so kommen bei der Ernährung doch nur wenige Kategorien derselben in Betracht: die stickstofffreien Nährstoffe, namentlich Kohlehydrate und Fette, und die Eiweiſskörper des Tier- und Pflanzenreichs. Diese werden durch die „Verdauung“ in einen solchen Zustand gebracht, daſs sie in das geschlossene Gefäſssystem eintreten können, sich in Bestandteile des Blutes verwandeln und aus diesem dann zur Neubildung der Gewebe und Erneuerung der Säfte in alle Organe des Körpers übergeführt werden.

Die Organe der Verdauung sind: Mund, Speicheldrüsen, Magen, Zwölffingerdarm, Dünndarm, Dickdarm, Bauchspeicheldrüse und Leber. Jedes dieser Organe übt bei der Verdauung eine ganz bestimmte Funktion aus.

Im Mund wird die Nahrung zerkleinert und mit Speichel gemischt und schon etwas Stärke löslich gemacht.

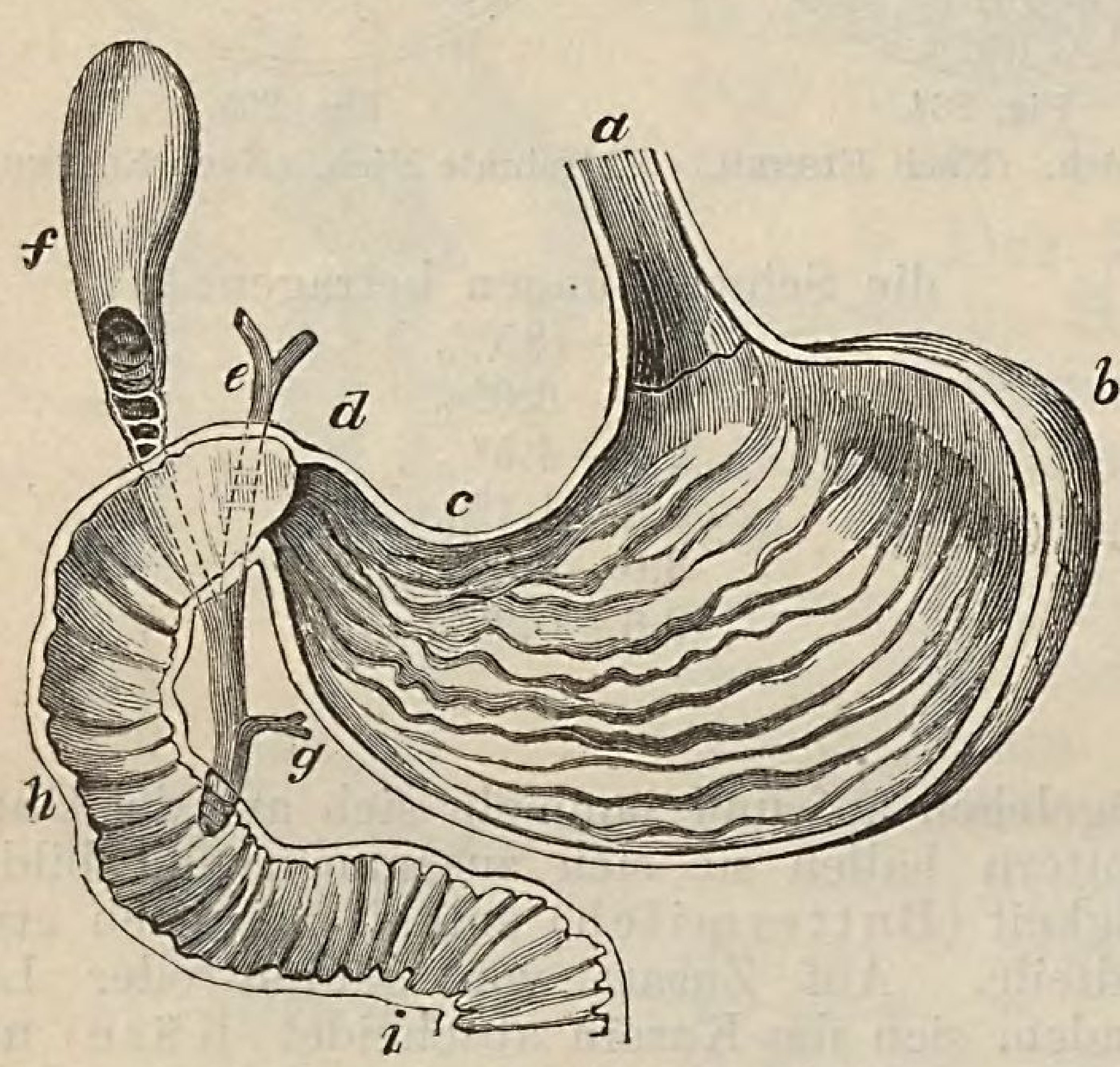


Fig. 266.
Der Magen mit Zwölffingerdarm und Gallenblase. Nach HUXLEY.

Der Speichel übt durch sein diastatisches Ferment, das Ptyalin (s. u. Gärung), bereits eine verdauende Wirkung aus, welche darin besteht, daſs er das Stärkemehl in Zucker verwandelt, also löslich macht.

Im Magen (Fig. 266) werden die Eiweiſsstoffe (Albumin, Fibrin, Kaseïn, Myosin, Legumin, Kleber etc.) und leimgebenden Substanzen durch den Magensaft zum groſsen Teil in den löslichen Zustand übergeführt.

Sie werden durch die im Magensaft enthaltene Salzsäure und das Pepsin in einer eigentümlichen Weise verändert und dadurch in Substanzen umgewandelt, welche man Peptone nennt (Peptonisieren der Eiweiſskörper, Pepsinverdauung). Die Peptone unterscheiden sich von den ursprünglichen Eiweiſskörpern dadurch, daſs sie sehr leicht löslich sind und infolgedessen die tierischen Membranen leicht durchdringen können.

Sobald der Magen, *bc*, durch die Speiseröhre, *a*, Nahrung empfängt, beginnt er seine Thätigkeit, indem er reichliche Mengen Magensaft aus seinen Drüsen sezerniert und sich dabei zeitweise peristaltisch zusammenzieht, wodurch sein Inhalt umher gerollt und vollständig mit dem Magensaft gemischt wird.

Auf diese Weise wird ein dünner Brei (Speisebrei oder Chymus) hergestellt, welcher den Magen durch seine Ausgangsöffnung (den Pförtner *d*) verläfst. Der austretende Chymus besitzt stark saure Reaktion.

Im Zwölffingerdarm wird die Verdauung der Eiweifskörper und die Saccharifikation der Stärke durch den Zuflufs von pankreatischem Saft und Galle fortgesetzt; auch werden die Fette emulgiert.

Der aus dem Pförtner, *d*, in den Zwölffingerdarm *hi* (Fig. 266) fliefsende Chymus mischt sich hier mit dem Pankreas oder Bauchspeichel, welcher sich aus der unter dem Magen gelegenen Bauchspeicheldrüse *p* (vgl. Fig. 260, S. 367) durch den Kanal *g* ergiefst. Aufserdem fliefst aus der Leber durch den Gallengang, *e*, und die Gallenblase, *f*, Galle zu.

Der Bauchspeichel setzt die Löslichmachung der Eiweifskörper, welche der Pepsinverdauung entgangen sind, fort, indem er durch sein Trypsin (Pankreatin) eine ähnliche Umwandlung bewirkt, wie der Magensaft durch das Pepsin (Trypsinverdauung), wandelt das Stärkemehl, welches sich der Wirkung des Mundspeichels entzogen hat, in Zucker um und äufsert endlich seine Wirkung auch auf die Fette, indem er sie emulgiert (in feinste Tröpfchen verteilt, viel feiner als in der Milch), so dafs sie mit dem wässerigen Brei vollkommen mischbar sind und die feuchten Membranen der Darmhaut durchdringen können.

Diese letztere Wirkung scheint auch die Galle auszuüben, deren Funktion wahrscheinlich eine mannigfaltige, aber in ihren Einzelheiten noch nicht mit Sicherheit festgestellte ist. Jedenfalls wird die saure Reaktion des Chymus durch Zersetzung der gallensauren Alkalisalze und überdies durch den alkalischen Bauchspeichel in eine schwach alkalische umgewandelt.

Durch die Beimengung des Bauchspeichels und der Galle nimmt der fetthaltige Chymus eine milchige Beschaffenheit an.

Im Dünndarm mischt sich dem Chymus der Darmsaft bei, und die schon im Magen begonnene Resorption der verflüssigten Nahrungsstoffe ist hier besonders lebhaft. Der durch die Darmzotten (Fig. 267) resorbierte, durch das emulgierte Fett weifse Saft heifst Chylus oder Milchsaft.

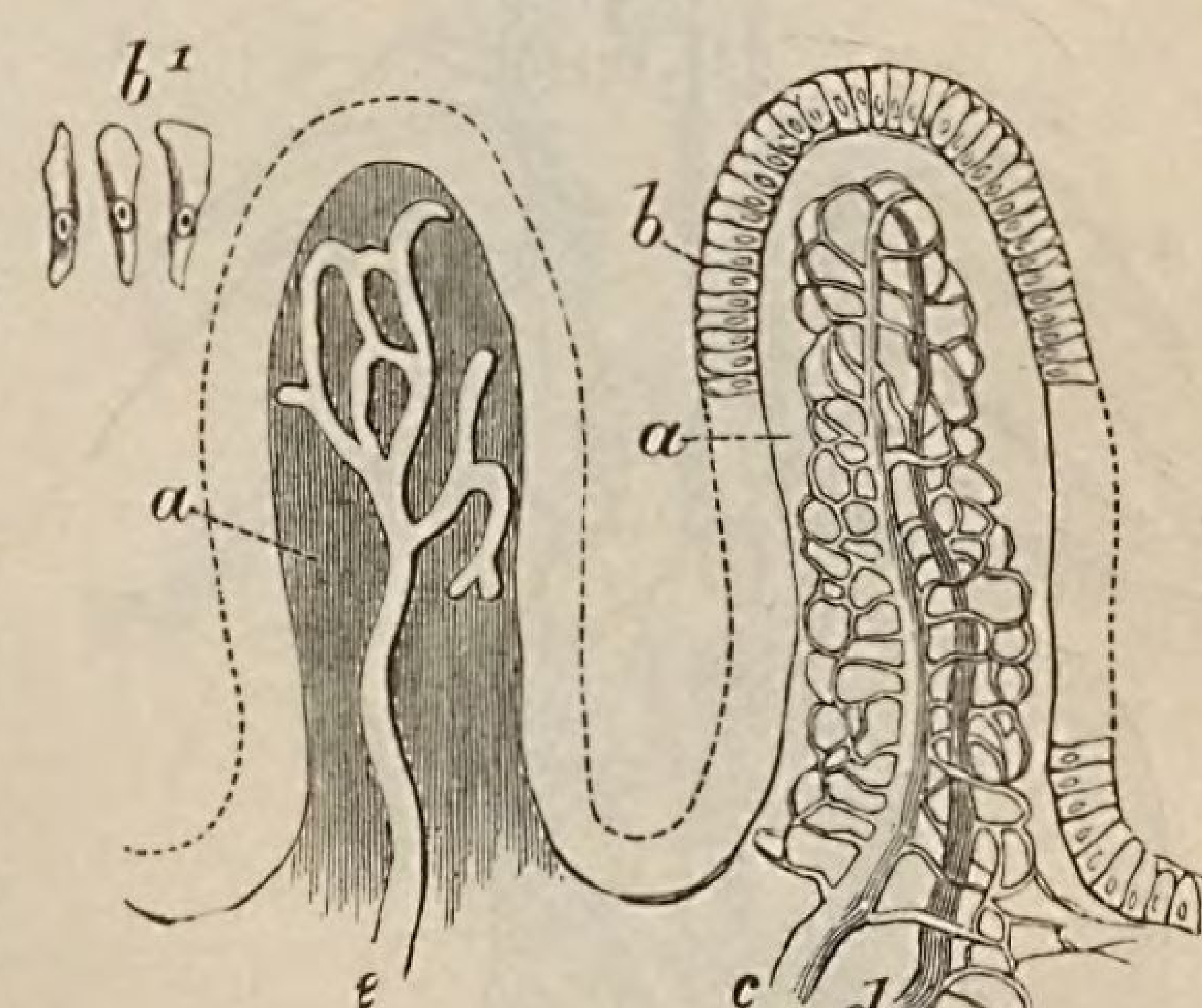


Fig. 267.
Zwei Darmzotten *a*, *a*, 50 mal vergröfsert, *b* Epithelium, *b*[1] losgelöste Zellen desselben, *c* Arterie, *d* Vene mit dem verbindenden Kapillarnetz, *c* Chylusgefäfs. — Nach Huxley.

Der Darmsaft ist alkalisch; er wird von zahlreichen, in der Darmschleimhaut liegenden Drüsen sezerniert und erhöht, indem er sich mit dem Chylus mischt, die alkalische Reaktion des letzteren. Im übrigen ist die Wirkung des Darmsafts nicht genau bekannt, es scheint aber, dafs er ebenfalls die Fähigkeit besitzt, Eiweifskörper zu peptonisieren und Stärke in Zucker zu verwandeln.

Hiermit ist die Verdauung vollendet. Ihr Werk besteht darin, die Hauptbestandteile der Nahrung (Eiweifskörper, Kohlehydrate und Fette) in einen solchen Zustand überzuführen, dafs sie sich, wie die Peptone und der Zucker, in Wasser vollkommen lösen oder wie die Fette in feinste Tröpfchen zerteilen. Dieses ist durchaus erforderlich,

da die Wand des Verdauungskanals geschlossen ist, also ein Übergang der gelösten Nahrungsstoffe in den Körper (Resorption der Nahrungsstoffe) nur dann geschehen kann, wenn diese die häutige Wand des Kanals durchdringen können.

Die Resorption der Nahrungsstoffe beginnt jedenfalls schon im Magen, wo sicherlich ein groſser Teil der Peptone und des Zuckers unmittelbar in die zahlreichen und zartwandigen Blutgefäſse, welche in der Magenhaut liegen, eintritt und von den Venen durch die Pfortader und die Leber zur groſsen Hohlvene des Unterkörpers geführt wird. Im Dünndarm vollendet sich dann die Resorption durch die Thätigkeit der Darmzotten (Fig. 267), welche in groſser Zahl (mehrere Millionen) als haarfeine, etwa $^1/_2$ mm lange, nach innen gerichtete Ausstülpungen die Darmwand wie ein Sammetgewebe auskleiden; im Inneren einer jeden Zotte befindet sich ein Netzwerk von Haargefäſsen, welche das blinde Ende eines Chylusgefäſses umschlieſsen. Die durch die Verdauung zubereiteten Nahrungsstoffe werden durch das Epithelium der Zotten resorbiert. Die gelösten Stoffe diffundieren zum Teil durch die Wände der Haargefäſse und gelangen durch die Darmvenen zur Pfortader etc. (s. o.), zum Teil treten sie samt den Fettkügelchen in die Chylusgefäſse und nehmen ihren Weg zum Brustlymphstamm, *b* (Fig. 268), um erst durch diesen bei *c* ins Blut zu gelangen[1]. Während dieser Thätigkeit wird der Inhalt des Darms durch eine peristaltische Bewegung des letzteren langsam vorwärts geschoben und kommt auf diese Weise mit immer neuen Stellen der Darmwand, also auch mit immer neuen Zotten, in Berührung, wodurch sich die Resorption allmählich vollendet.

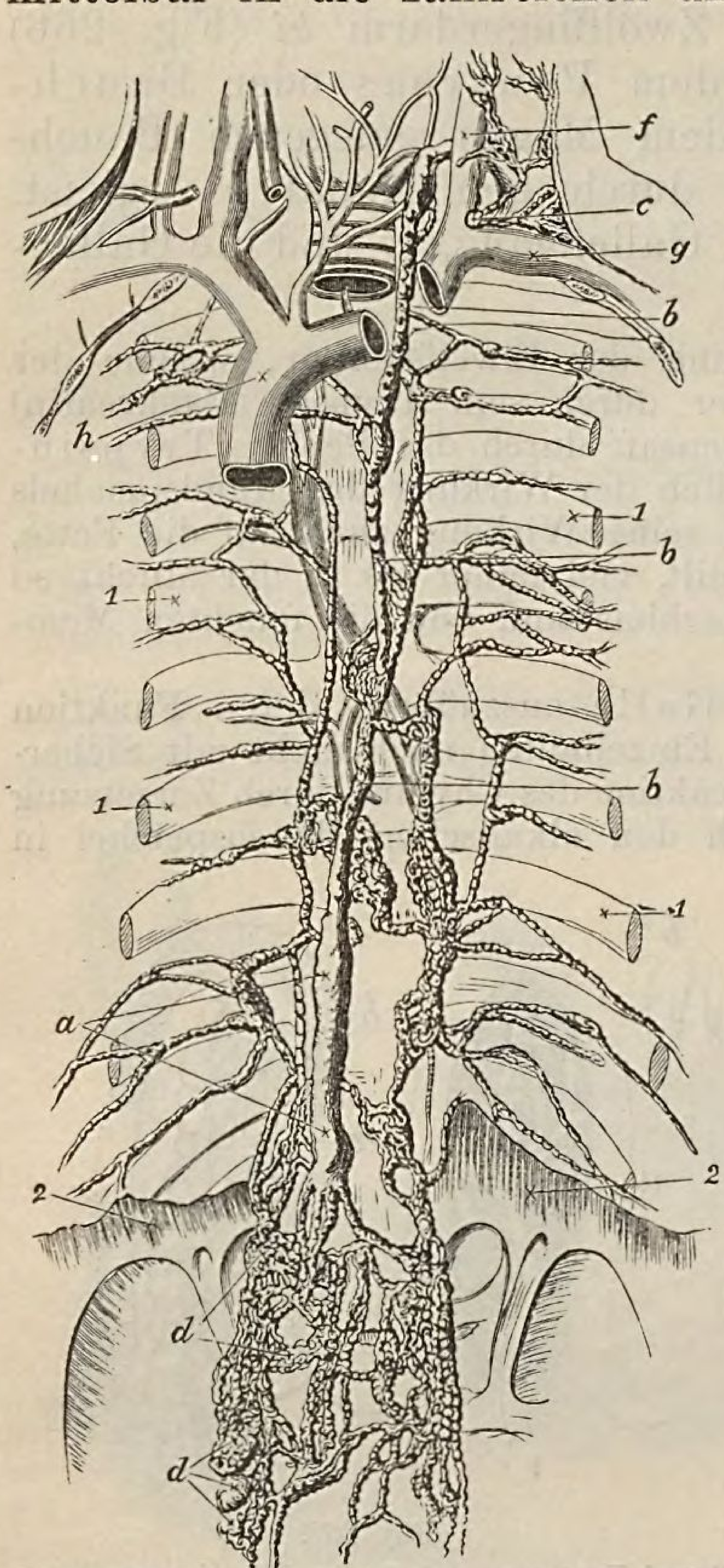


Fig. 268.
Brustlymphstamm. — Nach Huxley.

Alle ungelösten Reste der Nahrung werden schlieſslich in den Dickdarm gedrängt, dessen Inhalt sich durch fortgesetzte Resorption

1 Der Brustlymphstamm liegt auf der Wirbelsäule, an deren Seiten in der Figur Teile der Rippen (1) zu sehen sind; *d* sind Lymphdrüsen, *a* das Sammelgefäſs des Chylus. Lymphe und Chylus steigen gemeinschaftlich durch den Brustlymphstamm aufwärts und ergieſsen sich an der Vereinigungsstelle der linken Kopfvene, *f*, und der linken Armvene, *g*, ins Blut (Huxley).

seiner wässerigen Anteile allmählich verdickt und währenddessen zugleich in Fäulnis übergeht (Kot, *faeces*).

64. Die durch die Verdauung gelösten Nahrungsbestandteile gehen also entweder direkt ins Blut (durch die Haargefäſse des Magens und des Darmes) und nehmen dann gemeinschaftlich ihren Weg durch die Leber zur groſsen Hohlvene des Unterkörpers, oder sie wandern durch die Chylusgefäſse zum Brustlymphstamm, wo sie sich mit der Lymphe der übrigen Organe mischen, um schlieſslich in einen Zweig der oberen Hohlvene des Körpers zu gelangen. Das venöse Blut empfängt also, solange die Verdauung währt, fortwährend neue Zufuhr aus der Nahrung, woraus sich die Hauptbestandteile des Blutes (Plasma und Blutkörperchen) immer neu ergänzen.

Nachdem es zum rechten Herzen gelangt ist, nimmt es zunächst seinen Weg durch die Lunge, bereichert sich hier mit Sauerstoff und giebt einen Teil seiner Kohlensäure ab, tritt dann ins linke Herz und wird durch die Aorta in alle Provinzen des Körpers verteilt. Hier giebt es an die Gewebe durch Diffusion aus den Haargefäſsen Sauerstoff ab, welcher die Substanzen der Gewebe oxydiert (in Harnstoff, Kohlensäure, Wasser etc. verwandelt), und deckt den hieraus erwachsenen Abgang an Körpersubstanz sogleich aus seinem Vorrat an Plasma, wodurch sich die Körpersubstanz unausgesetzt erneuert.

Das aus den Haargefäſsen aller Organe zurückflieſsende venöse Blut nimmt die durch die Oxydation der Gewebe erzeugten Produkte (Harnstoff, Kohlensäure etc.) mit, scheidet die Kohlensäure und einen groſsen Teil des Wassers durch die Lunge ab und befreit sich endlich, nachdem es zuvor das Herz passiert hat, in den Nieren (und der Haut) von einem anderen Teile des Wassers und den festen löslichen Auswurfstoffen, welche mit dem Harn den Körper verlassen.

Die Ernährung des tierischen Körpers besteht also in einer fortwährenden Ausscheidung von Körperbestandteilen durch Lunge, Haut und Nieren und einer gleichzeitigen Erneuerung derselben aus den verdauten Bestandteilen der Nahrung. Dieser sich während des ganzen Lebens regelmäſsig wiederholende Prozeſs wird **Stoffwechsel** genannt. Durch ihn erneuern sich alle Organe und versorgen sich mit frischer Substanz. Während des Wachstums überwiegt der Ansatz die Ausscheidung, und der Körper nimmt an Gewicht zu. Beim erwachsenen Menschen halten sich beide das Gleichgewicht.

Der Anteil, welchen die Nahrungsbestandteile am Stoffwechsel nehmen, ist in allen seinen Einzelheiten mit unzweifelhafter Sicherheit noch nicht festgestellt. Im groſsen und ganzen kann aber folgendes als erwiesen betrachtet werden.

Die stickstoffhaltigen Bestandteile der Gewebe (**Organeiweiſs**) können sich selbstverständlich nur aus Eiweiſskörpern bilden. Das **Organfett** dagegen kann sowohl durch Zersetzung von Eiweiſskörpern, als auch aus den stickstofffreien Bestandteilen der Nahrung (Fett und Kohlehydraten) entstehen. Bei reiner Fleischnahrung würde nur das erstere möglich sein. Doch wäre dies für den menschlichen Organismus eine abnorme Ernährung. **Zufuhr von Fett und Kohlehydraten durch die Nahrung ist daher ein Erfordernis des normalen Stoffwechsels.** Fettzusatz zu eiweiſsreicher Nahrung begünstigt den Fleischansatz, weil dadurch der Verbrauch an Eiweiſs (zur Fettbildung) vermindert wird. Das Fett bildet übrigens (mit den Kohlehydraten) durch seine Verbrennung die Hauptwärmequelle für den Organismus. Im Zustand der Ruhe wird weniger Fett konsumiert, also auch weniger Wärme erzeugt, als während der Arbeit. Deshalb ist gerade für das arbeitende Individuum der Genuſs stickstofffreier Nahrung von Wichtigkeit, doch kann dieses niemals das Eiweiſs ersetzen, sondern wirkt nur eiweiſssparend. **Hieraus folgt, daſs bei einer rationellen Ernährung beide Nahrungsbestandteile in einem richtigen Verhältnis gemischt sein müssen, wenn sie den Bedingungen des Stoffwechsels in bester Form genügen sollen.**

II. Nahrungsmittel.

65. Nicht alle Stoffe, die der Mensch zu seiner Ernährung benutzt, dienen dem Stoffwechsel in unmittelbarer Weise; sehr viele üben nur einen Reiz auf die Nerven, indem sie die Thätigkeit derselben in eigentümlicher Weise modifizieren. Diese sogenannten Genuſsmittel, welche man von den eigentlichen Nahrungsmitteln gewöhnlich zu unterscheiden pflegt, sind trotzdem für die Ernährung von besonderer Wichtigkeit, da gerade bei der Verdauung die Nerventhätigkeit von hohem Einfluſs ist.

1. Eigentliche Nahrungsmittel.

Bei der Klassifikation derselben nach ihrem Nährwert ist vor allem ihr Gehalt an stickstoffhaltiger und stickstofffreier Substanz maſsgebend, da hiernach bei der Auswahl und der Zusammensetzung der Speisen deren Menge zu bemessen ist. In der folgenden Tabelle sind die wichtigsten Nahrungsmittel, nach ihrer chemischen Zusammensetzung geordnet, zusammengestellt.

Zusammensetzung der wichtigsten Nahrungsmittel.

Animalische				
Namen	Wasser	Eiweiſskörper	Fett	Kohlehydrate
Rindfleisch, mager	75	20	3	—
Kalbfleisch, mager	72	18	6	—
Hammelfleisch, mager	73	20	3	—
Schweinefleisch	72	20	6	—
Hühnerfleisch	74	18	3	—
Karpfen	77	21	1	—
Hecht	77	20	1	—
Lachs	75	15	5	—
Aal	62	14	22	—
Hering, frisch	70	14	10	—
Hering, gesalzen	48	20	12	—
Käse, deutsch	40	42	7	3
Käse, Schweizer	36	25	30	5
Käse, holländischer	36	30	27	6
Eier	75	14	10	—
Milch	84	4	6	4
Rindstalg	2	1	97	—
Schweineschmalz	1	—	99	—
Butter	10	5	85	—

Vegetabilische				
Namen	Wasser	Eiweiſskörper	Fett	Kohlehydrate
Erbsen, trocken	14	22	3	58
Bohnen, weiſse	14	24	2	56
Linsen	13	24	2	55
Weizenmehl fein	15	9	1	75
Weizenmehl, grob	14	12	1	72
Roggenmehl	14	11	2	71
Graupen	13	7	1	76
Reis	14	7	1	77
Maismehl	11	14	4	72
Hirse	11	11	4	68
Roggenbrot	44	6	1	48
Weizengebäck	38	6	1	52
Grüne Erbsen	80	6	1	12
Kartoffeln	75	2	1	20
Stärkemehl	15	1	—	84
Grünes Gemüse	90	2	1	6
Obst, frisch	83	3	—	13
Obst, gedörrt	15	1	—	67
Kopfsalat	95	1	3	2

Die Zahlen dieser Tabelle sind nur Mittelwerte, sie geben aber ein Bild von dem Nährwert der verschiedenen Nahrungsmittel. Obenan stehen die animalischen Nahrungsmittel durch ihren hohen Gehalt an Eiweifs, welches überdies meistens leicht verdaulich ist, d. h. mit nur geringem Aufwand organischer Kraft durch den Verdauungsprozefs in den assimilierbaren Zustand übergeführt wird. Von den vegetabilischen Nahrungsmitteln zeichnen sich vor allem die Hülsenfrüchte (Erbsen, Bohnen, Linsen) durch ihren hohen Eiweifsgehalt aus, welcher den der Fleischsorten sogar noch etwas übertrifft. Allein dieses ist zunächst eine Folge des bedeutend geringeren Wassergehalts der Hülsenfrüchte im Vergleich mit frischem Fleisch, so dafs, auf gleiche Mengen Trockensubstanz berechnet, der Eiweifsgehalt jener hinter dem des Fleisches beträchtlich zurückbleibt. Aufserdem wird das Legumin (s. S. 359) weit schwerer verdaut, als das Myosin des Muskelfleisches oder das Albumin der Eier, so dafs die Leguminosen keineswegs dem Fleisch gleichwertig sind. Immerhin müssen sie als ein vortreffliches Pflanzennahrungsmittel angesehen werden. Alle übrigen Nahrungsmittel aus dem Pflanzenreich stehen in bezug auf ihren Eiweifsgehalt ganz bedeutend zurück, sind also für sich zur Ernährung entweder gar nicht oder nur sehr unvollkommen geeignet. Sollte z. B. allein durch Gemüse oder Kartoffeln der für den Stoffwechsel nötige Eiweifsbedarf geschafft werden, so müfsten davon so enorme Mengen aufgenommen werden, dafs sie der Verdauungsapparat gar nicht bewältigen könnte. Die Ernährung des Menschen durch blofse Pflanzenkost ist demnach irrationell.

Dagegen sind die vegetabilischen Nahrungsmittel durchaus nützlich, ja notwendig als Beigabe zur animalischen Kost, da nur hierdurch das günstigste Verhältnis zwischen Eiweifs und stickstofffreien Nährstoffen hergestellt werden kann.

2. Genufsmittel.

66. Hierzu können die verschiedenen Obstsorten, die Gewürze, die Fleischbrühe, die alkoholischen Getränke, der Kaffee und der Thee gerechnet werden. Ihre Bedeutung besteht, wie erwähnt, darin, dafs jedes derselben eine eigentümliche (spezifische) Wirkung auf die Nerven, zunächst die des Verdauungskanals, ausübt und dadurch die Verdauungsarbeit erleichtert und beschleunigt; einige derselben (z. B. alkoholische Getränke, Kaffee und Thee) äufsern überdies noch eine ihrer Art nach wohlbekannte Wirkung auf das zentrale Nervensystem und werden deshalb besonders geschätzt.

Die Gewürze (Kümmel, Pfeffer, Muskatnufs, Zimt, Nelken, Vanille, Ingwer, Senf, Zwiebeln, Knoblauch, Petersilie, Majoran, Thymian, Dill, Salbei, Lorbeer etc.) wirken besonders durch ihren Gehalt an ätherischem Öl, welches den Geschmack verbessert und den Appetit steigert. Im Magen erhöhen sie den Blutandrang und veranlassen eine lebhaftere Sekretion des Magensafts; sie beschleunigen den Kreislauf und veranlassen

einen rascheren Übergang der gelösten Nahrungsstoffe in das Blut. Bei zu reichlichem Genufs bringen sie aber leicht eine Überreizung hervor, deren Folgen für den Organismus nur von Nachteil sind.

Das Fleischextrakt und die Fleischbrühe (Bouillon) wirken besonders durch ihren Gehalt an Salzen und löslichen Extraktivstoffen (Kreatin, Kreatinin, Sarkin, Xanthin, Milchsäure etc.) reizend auf das Nervensystem, jedoch bedeutend milder als die Gewürze. Da bei ihrer Bereitung sämtliche Eiweifskörper und auch das Fett des Fleisches abgeschieden werden, also nicht in die Lösung übergehen, so haben beide für sich als Nahrungsmittel keinen Wert, leisten aber als Zusatz zu Suppen und Gemüsen vortreffliche Dienste und sind durch ihre nervenanregende Wirkung nicht ohne diätischen Wert, welcher allerdings vom Laienpublikum in der Regel ganz bedeutend überschätzt wird.

Kaffee und Thee werden besonders wegen ihrer aufregenden, das Ermüdungsgefühl beseitigenden Wirkung geschätzt, welche dem in beiden enthaltenen Kaffeïn (Theïn) zuzuschreiben ist. Beim Kaffee kommen überdies noch ätherische und empyreumatische Produkte in Betracht, welche durch das Rösten der Bohnen entstanden sind. Beide enthalten aufserdem Gerbsäuren (s. S. 338), deren Übergang in das Getränk indes verhütet werden mufs, da sie den Geschmack verderben und die Wirkung nicht verbessern. Deshalb darf weder Kaffee, noch Thee bei der Bereitung gekocht werden, sondern nur kurze Zeit mit heifsem Wasser in Berührung bleiben.

Die alkoholischen Getränke oder Spirituosen (Branntwein, Wein, Bier) wirken als Genufsmittel hauptsächlich durch ihren Gehalt an Alkohol, welcher bei mäfsigem Genufs und in entsprechender Verdünnung als Zugabe zur Nahrung von Vorteil ist. Ihre allgemeine Verbreitung haben die Spirituosen aber nur ihrer aufregenden, berauschenden Wirkung zu verdanken, welche mit einer Steigerung des Wärmegefühls, einer vorübergehenden Erhöhung des Kraftgefühls und der organischen Leistungsfähigkeit verbunden ist, aber bald einer um so gröfseren Erschlaffung Platz macht. Fortgesetzter Alkoholgenufs führt zu bedeutenden Störungen der Verdauungsorgane, vermindert die Efslust, wirkt verändernd auf die Zusammensetzung wichtiger Organe, setzt die geistige Thätigkeit herab und untergräbt in dieser Weise die Gesundheit des Körpers völlig.

Das Kochsalz, die einzige Substanz aus dem Mineralreich, welche der menschlichen Nahrung zugesetzt wird, kann man zwar insofern zu den Genufsmitteln rechnen, als es, wie diese, an der Bildung der Körpersubstanz keinen direkten Anteil nimmt, allein zum Unterschied von den übrigen Genufsmitteln ist es gleichwohl für die Ernährung unentbehrlich, weil es einen normalen Bestandteil des Blutes bildet und jedenfalls dazu dient, die für die Verdauung nötige Salzsäure im Magensaft zu liefern.

Vierter Abschnitt.

I. Gärung, Fäulnis und Verwesung.

67. Die organischen Substanzen, welche im Pflanzen- und Tierkörper durch die assimilierende Thätigkeit der Organe erzeugt werden, unterliegen nach dem Tode der Organismen, oder nachdem sie vom lebenden Körper getrennt oder auch bloſs von den Lebensfunktionen desselben ausgeschlossen sind, einer Reihenfolge von rückläufigen Prozessen, wodurch sie zunächst in einfachere Verbindungen zerfallen und schlieſslich wieder in dieselben Substanzen übergehen, aus denen der Pflanzenkörper das Material für seine Ernährung schöpft: Kohlensäure, Wasser und Ammoniak (Salpetersäure). Hierdurch vollendet sich der **Kreislauf des Stoffs,** der das Werden und Vergehen der organischen Wesen in sich schlieſst.

Die Gesamtheit dieser Zersetzungs- und Umbildungsprozesse bezeichnet man als Gärung, Fäulnis und Verwesung, welche Begriffe in der Regel nicht streng auseinandergehalten und häufig miteinander verwechselt werden.

Gärung ist der allgemeine Name für eine Reihe von Zersetzungs- und Umwandlungsprozessen, welche gewisse organische Substanzen (pflanzlicher und tierischer Abstammung) anscheinend freiwillig, in Wahrheit aber nur unter dem Einfluſs sogenannter Fermente oder Gärungserreger erleiden.

Substanzen, welche der Gärung unterliegen können, werden gärungsfähige Substanzen genannt. Ihre Zahl ist eine beschränkte; sie gehören hauptsächlich der Klasse der Kohlehydrate, Säuren, Glykoside, Eiweiſskörper und Fette an. Die Gärung derselben besteht fast immer darin, daſs sich die zusammengesetzten Moleküle dieser Körper in einfachere Moleküle zerlegen, z. B. Traubenzucker in Alkohol und Kohlensäure oder in Milchsäure, Bernsteinsäure etc.; Milchzucker in Milchsäure; Milchsäure in Buttersäure und Kohlensäure; Rohrzucker in Dextrose und Lävulose; Stärke in Traubenzucker; Fette in Glycerin und Fettsäuren; Glykoside in Zucker und einen oder mehrere andere Bestandteile (s. S. 344); Harnstoff in Kohlensäure und Ammoniak, und Eiweiſskörper in die oben, S. 358, genannten Substanzen.

Die Fermente, welche diese Umwandlungen veranlassen, beteiligen

sich an der Reaktion nicht in dem Sinne, dafs ihre Bestandteile mit in die Zusammensetzung der Gärungsprodukte eintreten; mitunter erleiden die Fermente keine oder doch wenigstens keine nachweisbare Veränderung; in anderen Fällen zersetzen sie sich zwar, doch ohne dafs ein chemischer Zusammenhang zwischen dieser Zersetzung und der des gärungsfähigen Körpers nachgewiesen werden könnte. Demnach treten auch die Fermente in den Zersetzungsgleichungen, durch welche man die Gärungsvorgänge ausdrückt, niemals auf. Hieraus erklärt es sich, dafs in der Regel geringe Mengen von Ferment grofse Mengen anderer Substanzen in Gärung versetzen können.

Die Art und der Verlauf der Gärung ist von der Natur der gärungsfähigen Substanz und des Ferments abhängig, und zwar in der Weise, dafs ein und dieselbe Substanz durch verschiedene Fermente in ganz verschiedener Weise zersetzt werden kann. Demnach giebt es sehr verschiedene Arten von Gärung, die man in der Regel nach den dabei auftretenden Zersetzungsprodukten benennt; z. B.

Alkoholgärung oder Zersetzung des Traubenzuckers in Alkohol und Kohlensäure:

$$C_6H_{12}O_6 = 2\,C_2H_6O + 2\,CO_2.$$

Essiggärung oder Umwandlung des Alkohols unter Sauerstoffaufnahme in Essigsäure:

$$C_2H_6O + 2\,O = C_2H_4O_2 + H_2O.$$

Milchsäuregärung oder Zersetzung des Traubenzuckers, Rohrzuckers oder Michzuckers in Milchsäure:

$$C_6H_{12}O_6 = 2\,C_3H_6O_3$$
$$C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O = 4\,C_3H_6O_3.$$

Buttersäuregärung oder Zersetzung der bei der Milchsäuregärung gebildeten Milchsäure in Buttersäure, Kohlensäure und Wasserstoff:

$$2\,C_3H_6O_3 = C_4H_8O_2 + 2\,CO_2 + 4\,H.$$

Ammoniakgärung des Harnstoffs oder Zersetzung desselben unter Wasseraufnahme in Ammoniumkarbonat:

$$CH_4N_2O + 2\,H_2O = CO_3(NH_4)_2.$$

Cellulosegärung oder Zersetzung der Cellulose in Kohlensäure und Sumpfgas:

$$C_6H_{10}O_5 + H_2O = 3\,CO_2 + 3\,CH_4.$$

Andere Arten von Gärungen, die hier aufser Betracht bleiben mögen, erhalten andere Namen; doch ist insbesondere noch zu erwähnen die

68. **Fäulnisgärung, faulige Gärung** oder **Fäulnis.** Hierunter versteht man im allgemeinen den Zerfall der Eiweifskörper unter dem Einflufs von Fermenten. Sie ist also der oben gegebenen Erklärung zufolge nichts anderes als eine wahre Gärung. Weil aber ihre Zersetzungsprodukte so äufserst mannigfaltig sind (s. o. S. 358), dafs es erst in der neuesten Zeit gelungen ist, die hauptsächlichsten derselben genügend zu charakterisieren, weil ferner ihr ursächlicher Zusammenhang mit der Wirkung der Fermente bis vor wenigen Jahrzehnten gänzlich unbekannt war, hat man die Fäulnis füher als einen von der eigentlichen Gärung ganz verschiedenen Vorgang aufgefafst und demnach auch durch die

Benennung davon unterschieden. Dies geschieht nicht selten auch noch jetzt, und daher gehen die beiden Bezeichnungen Gärung und Fäulnis häufiger nebeneinander her. Als ein charakteristisches Merkmal der Fäulnisprozesse ist übrigens das Auftreten übelriechender flüchtiger Stoffe anzusehen. Da die fäulnisfähigen Substanzen (Eiweifskörper und Albuminoide) die Hauptmasse der tierischen Gewebe und Flüssigkeiten ausmachen, so ist es erklärlich, dafs tierische Substanzen besonders leicht der Fäulnis unterliegen.

Verwesung. Wenn pflanzliche oder tierische Substanzen, nachdem sie in Gärung oder Fäulnis übergegangen sind, sich vollkommen selbst überlassen bleiben, und dabei die Luft ungehinderten Zutritt hat, so werden die anfangs auftretenden Gärungs- und Fäulnisprodukte bald weiter oxydiert, und der Prozefs geht allmählich in eine langsame Verbrennung über. Hierbei verwandelt sich schliefslich die ganze organische Substanz in Kohlensäure, Wasser und Salpetersäure; letztere entsteht durch Oxydation des bei der Fäulnis der stickstoffhaltigen Körper zuerst auftretenden Ammoniaks. Dieser Prozefs wird Verwesung genannt und geht beim natürlichen Verlauf der Dinge an der Oberfläche oder in den obersten Schichten des Erdbodens von statten, dem die Oxydationsprodukte zugleich anheimfallen. Ist der Luftzutritt beschränkt, so treten Produkte unvollkommener Verbrennung auf unter Hinterlassung kohlenstoffreicherer Zwischenprodukte (Vermoderung).

Fermente. Die Fermente sind entweder wirklich organisierte lebende Wesen, welche sich aus Keimen entwickeln und vermehren (geformte Fermente), oder nicht organisierte, in Wasser lösliche, stickstoffhaltige Substanzen (ungeformte Fermente ohne Enzyme).

1. Die geformten Fermente (Mikroorganismen, Mikroben, niedere Organismen) gehören den niederen Pilzen an; sie enthalten kein Chlorophyll und entbehren deshalb der den höheren Gewächsen zukommenden Fähigkeit, Kohlensäure zu assimilieren und sich dadurch das Material für den Aufbau ihrer Zellen aus anorganischen Substanzen selbst zu bereiten. Aus diesem Grunde sind sie behufs ihrer Ernährung auf bereits fertig gebildete organische Substanzen angewiesen (Parasiten oder Schmarotzer in lebenden Tieren und Pflanzen, und Saprophyten in toten Organismen und Lösungen). Ihre Keime (Sporen oder Dauerformen) finden sich im Staub der Luft und werden durch diese übertragen. Sobald sie mit einer geeigneten Nährsubstanz, z. B. einem toten Gebilde pflanzlichen oder tierischen Ursprungs, in Berührung kommen, nehmen sie von demselben Besitz, keimen aus, wachsen, vermehren sich (unter günstigen Umständen nicht selten mit grofser Schnelligkeit und in enormen Massen), bilden wieder keimfähige Sporen und sterben ab. Während sie in dieser Weise ihre Lebensfunktionen vollziehen, bewirken sie die Zersetzung des organischen Substrats und werden so zur (unmittelbaren oder mittelbaren) Ursache der verschiedenen Gärungs-, Fäulnis- und Verwesungsprozesse (Saprophyten). Sie dringen aber auch in den lebenden Körper höherer Pflanzen und Tiere ein (Parasiten), und

gewisse Spezies von ihnen werden hierdurch die Veranlassung der sogenannten Ansteckungs- oder Infektionskrankheiten (infektiöse Parasiten, pathogene Mikroorganismen), die als Epidemien zeitweilig Tausende von Individuen gleichzeitig befallen. Während hiernach die niederen Organismen, indem sie durch Zurückführung der abgestorbenen organischen Substanzen in unorganische Verbindungen die Erde von Leichen befreien, eine hochbedeutende Arbeit im Haushalt der Natur leisten und die Bedingungen für die Fortdauer des organischen Lebens immer wieder neu schaffen helfen, können sie zugleich, insofern sie als Krankheitserreger auftreten, zu den bösartigsten Vernichtern eben dieses Lebens werden.

Die Botanik unterscheidet zahlreiche Spezies von Mikroorganismen. Die bei weitem gröfste Mehrzahl gehört zu den Spaltpilzen, Bakterien oder Schizomyzeten, nur wenige zu den Sprofspilzen (Hefen) und einige zu den Schimmelpilzen. Die Sprofspilze vermehren sich durch Sprossung, d. h. durch Herauswachsen einer oder mehrerer Tochterzellen aus einer Mutterzelle (Fig. 269, 1), die Spaltpilze dagegen durch Spaltung ihrer Zellen in zwei oder mehrere, welche alsbald zu voller Gröfse heranwachsen. Nach der Spaltung bleiben die Zellen entweder isoliert oder zu zweien oder mehreren vereinigt, oder aber sie bewahren ihren Zusammenhang völlig und bilden mehr oder weniger langgestreckte Kolonien, welche wie Fäden erscheinen.

Die Klassifikation der Bakterien ist noch eine unsichere und schwankende. Die Unterscheidung der Spezies wird einmal durch das Studium der morphologischen und biologischen Eigenschaften der Bakterien ausgeführt, d. h. indem man z. B. ihr Wachstum auf künstlichen Nährböden (Reinkulturen) und die Veränderungen, welche sie mit diesen ausführen (Verflüssigung, Farbstoffbildung), beobachtet. Vornehmlich ist aber ihr Verhalten bei der mikroskopischen Untersuchung (Beweglichkeit, Gestalt, Sporenbildung, Aufnahmefähigkeit für Anilinfarben [Färbungsfähigkeit]) für die Einreihung in eine der nachfolgenden Spezies mafsgebend.

Die hauptsächlichsten Formen der Bakterien sind: 1. Die Kokkenform: kugelig oder ellipsoidisch (Mikrokokken) (Fig. 269, 2a und 2b). Sie heifsen Diplokokken, wenn zwei in einem gallertartigen Protoplasmaklumpen zusammenliegen, Streptokokken, wenn sie kettenförmig, und Staphylokokken, wenn sie traubenförmig vereinigt sind; 2. die Stäbchenform, Stäbchenbakterien oder Bazillen, zylindrisch, und zwar entweder Kurzstäbchen (3 a), Langstäbchen (3 b, *5 h* bis *m; 6 g*, *h*) oder spindelförmige Stäbchen (*6 i*, *k*, *l*); 3. die Fadenform, langgestreckt und dünnfadig (Fig. 270, *11*); 4. die Schraubenform, korkzieherartig gewunden, und zwar: Spirillen mit relativ weiten Windungen (7) und Spirochäten, Windungen von geringem Durchmesser (*10*).

Was die Gröfsenverhältnisse betrifft, so gehören die Spaltpilze zu den kleinsten Lebewesen, die man kennt; die Zellen der kleinsten Kokken

und Bakterien messen 0,5—1,2 μ[1] im Durchmesser, die Bazillen meistens nur 4—6 μ in der Länge, und auch bei den Fadenformen geht die Dicke nicht viel über wenige Mikrometer hinaus. Zur besseren Veranschaulichung der wahren Gröfsenverhältnisse sind die Abbildungen der niederen Organismen in den Figg. 269 und 270 alle in demselben Mafsstab, nämlich in 700facher Vergröfserung gezeichnet und der Vergleichung halber in Fig. 271 einige andere organische Gebilde (Stärke, Baumwollen-, Flachs-, Seiden- und Wollenfasern) in demselben Mafsstabe abgebildet. Hierdurch erkennt man auf einen Blick, dafs die Spaltpilze in der Gröfse weit hinter den kleinsten mikroskopischen Gebilden des Tier- und Pflanzenkörpers zurückbleiben und schon hierdurch geeignet sind, sich innerhalb dieser anzusiedeln.

Relativ gröfsere Dimensionen zeigt der Hefepilz (Fig. 269, 1, welcher nicht zu den Spaltpilzen, sondern zu den Sprofspilzen gehört.

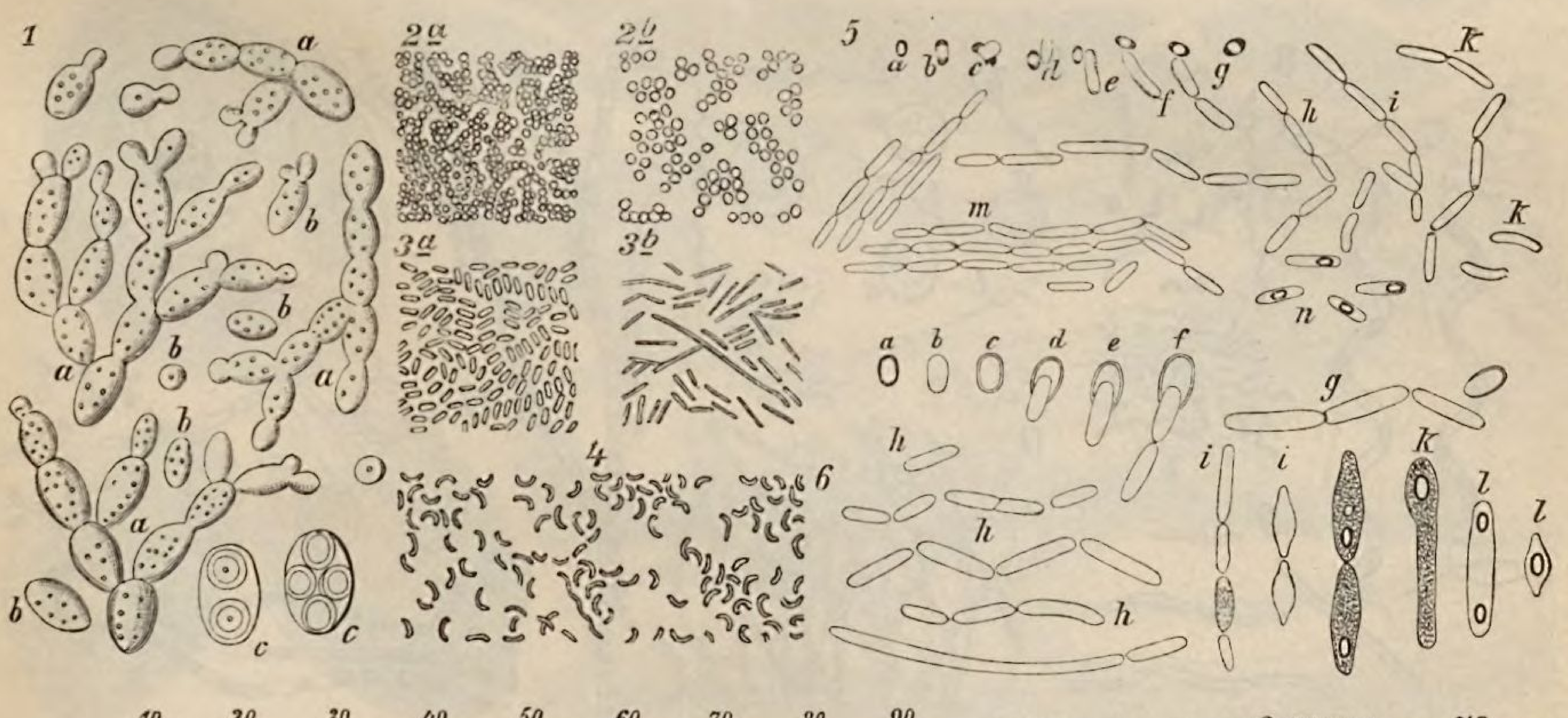


Fig. 269. Niedere Organismen. 700mal vergröfsert.

1. Saccharomyces cerevisiae: *a* vegetative Sprofskolonie, *b* einzelne Zellen, *c* sporenbildende Zellen. — *2. Mikrokokken,* *a* kleine aus Flufswasser, *b* grofse aus Luft, beide nach Reinkulturen. — *3. Bazillen,* *a* kurze, *b* lange, beide aus Flufswasser nach Reinkulturen. — *4. Kommabazillen* (Cholera asiatica). — *5. Bacillus subtilis:* *a—g* aufeinander folgende Stadien der Keimung einer Spore, *h—k* weitere Entwickelung der gekeimten Stäbchen, bis dieselben auseinander fallen, *m* Schleimkolonie, *n* sporenbildende Zellen. (Nach PRAZMOWSKI.) — *6. Clostridium butyricum:* *a—f* Keimung einer Spore, *g* weitere Entwickelung, *h* vegetative Zustände, *i* sporenbildende Zellen vor, *k* während, *l* nach der Bildung der Dauersporen. (Nach PRAZMOWSKI.)

Über die Entwickelungsgeschichte der Spaltpilze giebt Fig. 269, 5 *a—g* und 6 *a—f,* Aufschlufs, durch welche die Auskeimung einer Spore von *Bacillus subtilis* und *Clostridium butyricum* dargestellt ist. Die Membran der Spore verdickt sich an einzelnen Stellen und läfst dann ein Stäbchen herauswachsen, welches bald durch Spaltung ein neues erzeugt. Durch fortgesetzte Teilung vermehrt sich die Zahl der Stäbchen (5 *h—k* und 6 *g*), bis schliefslich daraus ganze Kolonien entstehen (5 *m* und 6 *h*).[2] Dieser Vermehrungsprozefs kann sich unter günstigen

1) μ = Mikrometer = $\frac{1}{1000}$ Millimeter. — 2) PRAZMOWSKI, Unters. über die Entwickelungsgeschichte und Fermentwirkung einiger Bakterien.

Umständen im Laufe einiger Stunden vollziehen (vegetative Vermehrung).

Ein Teil der Bakterien hat Eigenbewegung, ein anderer Teil ist unbeweglich. An ersteren hat man Bewegungswerkzeuge, Geifseln oder Cilien, bemerkt, die erst bei einer eigentümlichen Färbung der Bakterien und sehr starker mikroskopischer Vergröfserung sichtbar sind. Die schraubenförmigen Bakterien haben zwei solcher Geifseln an beiden Seiten ihres Leibes (Fig. 270,7), die Stäbchen sind mit einer verschiedenen Anzahl ihre Zelle ringsumgebender Cilien versehen.

Die Sporenbildung erfolgt, indem sich der Inhalt der Zellen auf einen oder mehrere Punkten zusammenzieht, verdichtet, abrundet und mit einer derben Membran umgiebt (Fig. 269, 5 *n* und 6 *l*). Diese Sporen (Dauersporen) können wieder durch Auskeimung zu Mutterzellen neuer Kolonien werden etc. (Vermehrung durch Sporen.)

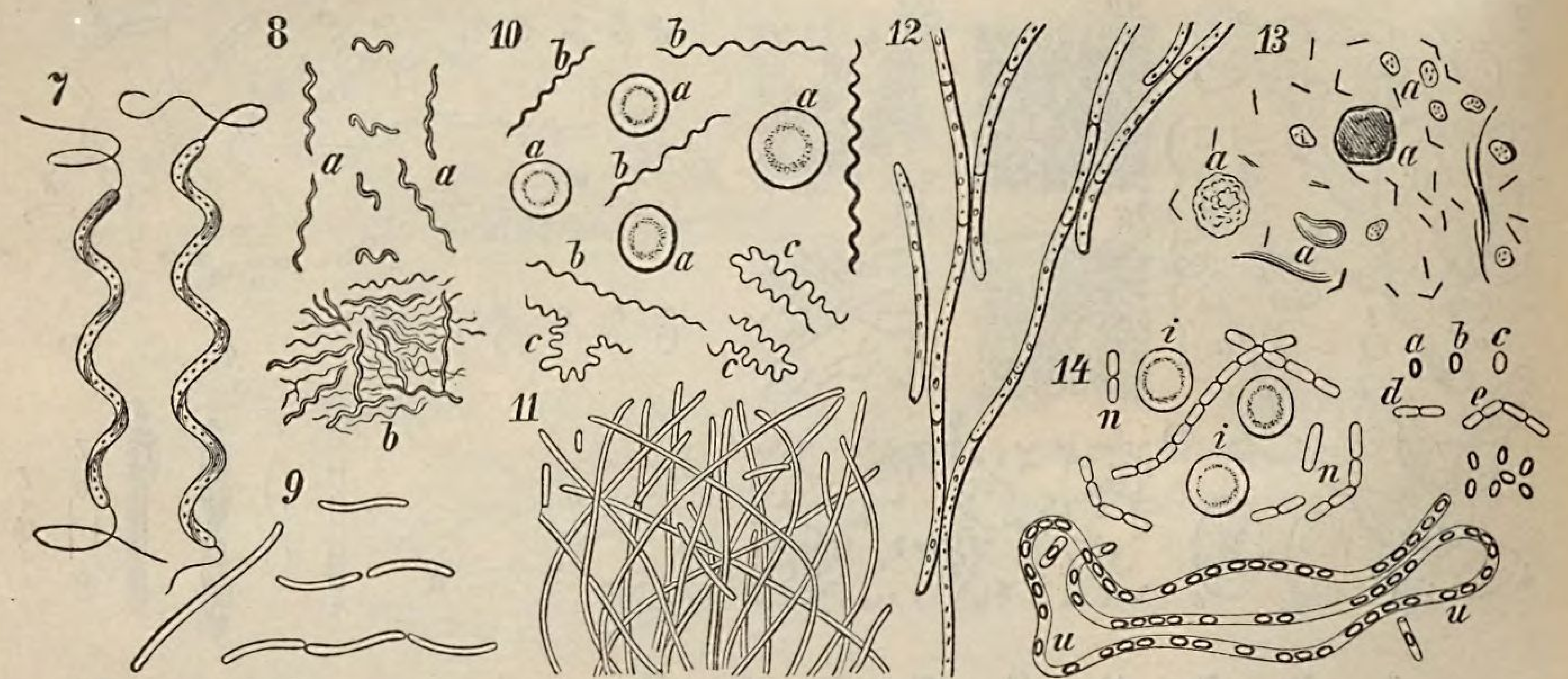


Fig. 270. Niedere Organismen. 700mal vergröfsert.

7. Spirillum volutans mit Geifseln. (Nach COHN.) — *8. Spirillum tenue: a* einzelne, *b* in Schwärmen verfilzt. (Nach COHN.) — *9. Vibrio rugula.* (Nach PRAZMOWSKI.) — *10. Spirochaete Obermeieri: a* Blutzellen, *b* Schraubenfäden zwischen den Blutkörperchen lebhaft bewegt, *c* kurz vor dem Abfall des Fiebers. (Nach COHN.) — *11. Leptothrix buccalis.* — *12. Cladothrix dichotoma.* — *13. Bacillus Tuberculosis* (im *sputum*): die gröfseren Gebilde sind Epithel- und Eiterzellen, elastische Fasern etc., dazwischen zahlreiche Tuberkelbazillen. (Nach MARPMANN.) — *14. Bacillus Anthracis: a—e* Keimung einer Spore, *n* Stäbchen und Fäden, wie man sie im Blut und in der Milz milzbrandiger Tiere findet: *i* Blutzellen, *u u* sporenbildendes Fadenstück, daneben einige frei gewordene Sporen. (Nach DODEL-PORT.)

Die Lebensbedingungen der Mikroorganismen sind im allgemeinen: eine geeignete kohlenstoff- und stickstoffhaltige Nährsubstanz, Feuchtigkeit und Wärme. Durch Austrocknen werden ihre Lebensfunktionen sistiert, brauchen aber nicht völlig aufgehoben zu werden. Die günstigste Temperatur für ihre Entwickelung ist etwa die des menschlichen Körpers, also 35—37° C.; einige gedeihen indes besser bei niedrigerer (bis 15°), andere bei noch höheren Temperaturen (50° und noch darüber). Bei höheren Wärmegraden werden die Lebensvorgänge allmählich schwächer und erlöschen schliefslich ganz (Wärmestarre), können aber unter günstigen Bedingungen, wenn die Temperaturgrenze nach oben hin nicht allzuweit überschritten war, wieder von neuem erwachen. Über 90° werden

die vegetativen Zellen der meisten Pilze abgetötet: Dauerzellen (Sporen) können aber selbst Temperaturen über 140° vertragen. Sinkt andererseits die Temperatur unter 4°, so hört die Vermehrung und das Wachstum mancher Zellen ebenfalls auf (Kältestarre). Eine völlige Abtötung erfolgt aber in der Regel bei 0° noch nicht, ja man hat Zellen einzelner Bakterien, welche stundenlang auf — 18° abgekühlt worden, bei nachträglicher Erhöhung der Temperatur zum neuen Leben erwachen sehen. (Vgl. Zopf. *Die Spaltpilze.* 1883.) Am sichersten werden die Bakterien und ihre Sporen durch strömenden Dampf von 100° C. oder durch Sublimatlösungen, Lösungen von Kresolen in Schwefelsäure oder Seifen (Kreolin, Lysol) abgetötet. Daher verwendet man gegenwärtig diese Stoffe zur Desinfektion.

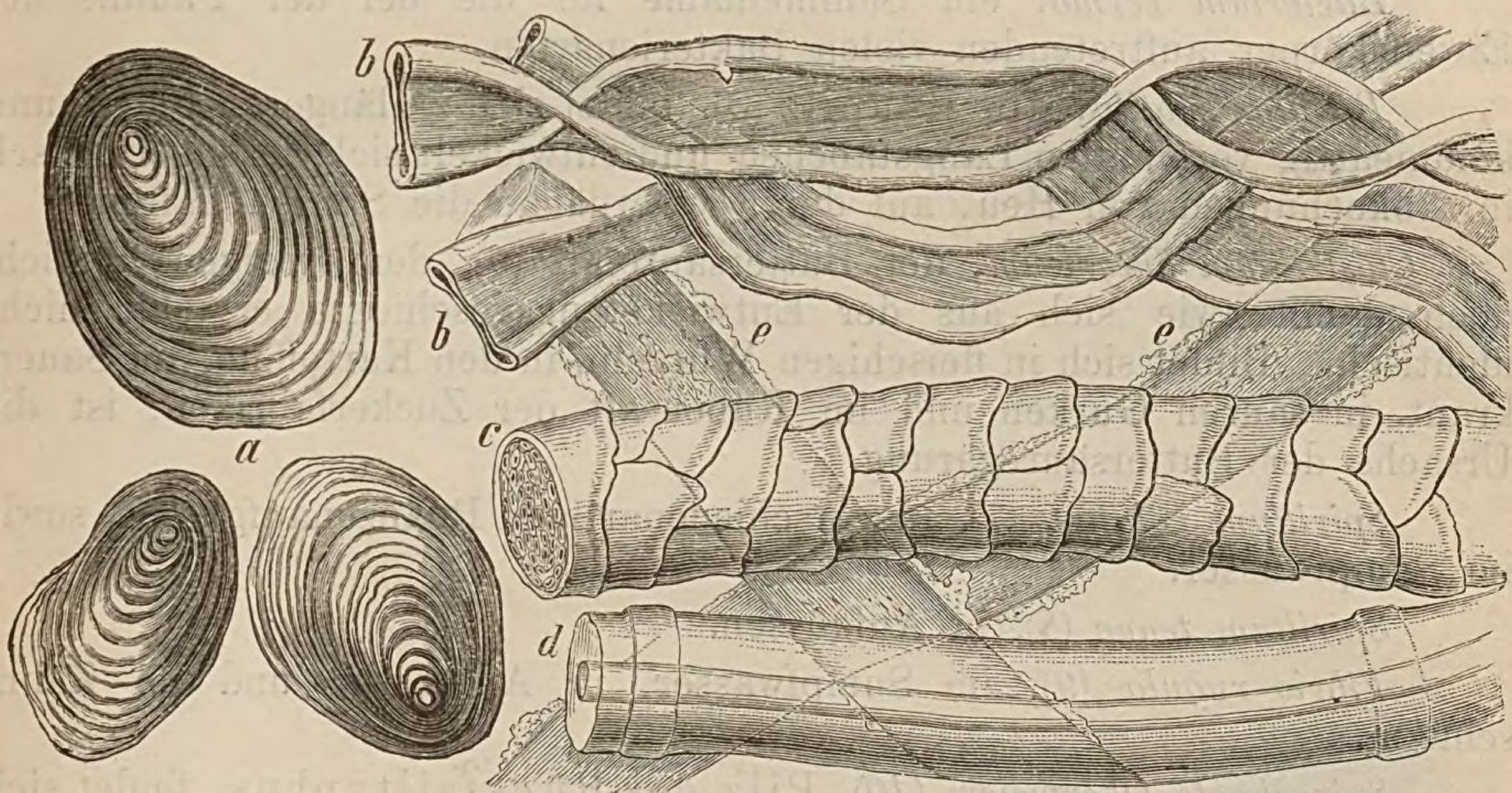


Fig. 271.

a Kartoffelstärke (31—45 μ im Längendurchmesser); *b* feinste Baumwollenfasern (10—14 μ breit); *c* sehr feine Wollenfasern (18—20 μ dick); *d* feine Flachsfaser (15—16 μ dick); *e* Kokonfäden 13 μ dick). Alles 700 mal vergröſsert behufs Vergleichung mit den Gröſsenverhältnissen der Mikroorganismen Figg. 269 und 270.

Während viele Bakterien Luft (bezw. Sauerstoff) zu ihrem Fortkommen brauchen (Aërobe), giebt es andere, welche nur unter Luftabschluſs zu gedeihen vermögen und bei Luftzutritt sofort zu Grunde gehen. (Anaërobe). Zu letzteren gehören einige Krankheitskeime, wie die Tetanus-, die Rauchbrandbazillen und die Bazillen des malignen Ödems. Man hat solche anaërobe Bakterien vielfach in den obersten Schichten des Bodens gefunden (Malignes Ödem, Tetanus- oder Starrkrampfbazillen). Wahrscheinlich gehören zu den anaëroben Bakterien auch noch diejenigen, welche die stinkende Fäulnis von Abwässern etc. erzeugen. Die die Buttersäuregärung verursachenden Buttersäurebazillen sind gleichfalls anaërob.

In den Figg. 269 und 270 sind einige der am besten untersuchten Arten niederer Pilze abgebildet.

Saccharomyces cerevisiae, der Hefepilz (*1*), ein Sproſspilz, bei welchem die jungen Zellen aus den Mutterzellen herauswachsen. Lebt in Zuckerlösungen und ist die Ursache der Alkoholgärung (Bierhefe, Weinhefe). Er entwickelt sich während der Wein- und Biergärung in den Bottichen massenhaft und lagert sich entweder am Boden ab (Unterhefe) oder steigt zur Oberfläche auf (Oberhefe).

Micrococcus ureae, ein Sammelbegriff für verschiedene, bei der Ammoniakgärung des Harns auftretende Bakterien.

Bacillus prodigiosus, Wunderblut, Hostienblut, auf stärkemehlhaltigen Substraten, z. B. auf gekochten Kartoffelscheiben, Mehlbrei-Stärkekleister, zeitweilig auch in der Milch; produziert einen roten Farbstoff, welcher die genannten Substrate intensiv färbt.

Bacterium Termo, ein Sammelname für die bei der Fäulnis der Eiweiſskörper auftretenden vielen Bakterienarten.

Bacillus subtilis, der Heupilz (*5*), bildet sich zu längeren Fäden und kolonieartig vereinigten Langstäbchen und entwickelt sich besonders rasch in Abkochungen von Heu, auf deren Oberfläche die Sporen haften.

Clostridium butyricum, der Buttersäurepilz (*6*), dem vorigen ähnlich, doch damit, wie sich aus der Entwickelungsgeschichte ergiebt, nicht identisch. Bildet sich in fleischigen Wurzeln, in den Kartoffeln, im Sauerkraut, in sauren Gurken und im Rübensaft der Zuckerfabriken; ist die Ursache der Buttersäuregärung.

Spirillum volutans (*7*), in verschiedenartigen Pflanzenaufgüssen, sowie im Sumpfwasser.

Spirillum tenue (*8*), in Aufgüssen.

Vibrio rugula (*9*), im Sumpfwasser, in Aufgüssen und im Zahnschleim.

Spirochaete Obermeieri (*10*), Pilz des Rückfalltyphus, findet sich im Blut der am Rückfalltyphus (*febris recurrens*) Erkrankten und ist die Ursache dieser Krankheit; während der Fieberanfälle gestreckt und lebhaft beweglich, vor dem Abfall des Fiebers zusammengefallen, in den fieberfreien Zwischenperioden verschwunden.

Leptothrix buccalis, der Pilz der Zahncaries (*11*); bewohnt die Mundhöhle des Menschen und vegetiert besonders im Zahnschleim; wird als die Ursache der Zahnfäule oder Zahncaries angesehen.

Cladothrix dichotoma (*12*), Fäden anscheinend gabelig verzweigt. In faulenden Wässern teils auf der Oberfläche schwimmend, teils an Algen festsitzend.

Bacillus Tuberculosis, der Tuberkelpilz (*13*); sehr kleine, äuſserst dünne Stäbchen, häufig zu zweien vereinigt; in der Lunge und im Auswurf (*sputum*) Schwindsüchtiger, auch bei tuberkulösen Tieren (Perlsucht).

Bacillus Anthracis, der Milzbrandpilz (*14*); im Blut, in der Milz und anderen Organen milzbrandiger Tiere.

Bacillus Cholerae asiaticae Koch, der Koch'sche Kommabazillus (*4*); ein

kleiner gekrümmter Bazillus mit aufserordentlich starker Eigenbewegung; findet sich bei der asiatischen Cholera im Darminhalt.

Bacillus Typhi im Blut und in den Entleerungen Typhuskranker.

Bacillus Diphtheriae Koch-Löffler, ist im Diphtheriebelage gefunden worden; Bazillen von der Gröfse der Tuberkelbazillen, welche für Tiere ebenfalls sehr giftig sind.

Im Eiter hat man Staphylokokken aufgefunden; Streptokokken (*Str. pyogenes und Erysipelatis*) sind vielfach bei der Wundrose beobachtet worden. Auch unter den Schimmelpilzen giebt es einige, welche krankheitserregend sind, z. B. der *Actinomyces* oder *Strahlenpilz*, welcher beim Rinde und Menschen, an den Kiefern des ersteren, in spezifisch charakteristischen Geschwülsten aufgefunden worden ist; *Trichophyton tonsurans*, in den Schuppen der Bartflechte. Im Blute von Malariakranken hat man auf der Höhe des Fiebers eigentümliche Gebilde angetroffen, welche ihre Form verändern, nicht zu den Bakterien zu rechnen sind, und die man mit der Infektion in Zusammenhang bringt (protozoenartige Gebilde, *Plasmodium Malariae*).

In neuerer Zeit hat man die chemischen Stoffe, welche die pathogenen Bakterien erzeugen, und die entweder in den Nährboden übergehen oder der Bakterienzelle anhaften, zu isolieren versucht. Diese Stoffe bezeichnet man im ersteren Falle als „Stoffwechselprodukte“, im letzteren als „Bakterienproteïne“. Dieselben sind äufserst giftig, und man nimmt an, dafs einige derselben beim Eintritt in die Körpersäfte etc. die Krankheit erzeugen. Da sie eiweifsartige Eigenschaften haben, nennt man sie „Toxalbumine“. Sie zeichnen sich durch eine grofse Zersetzlichkeit aus, so dafs Chemikalien sie meist zerstören. Andere Stoffwechselprodukte oder Bakterienproteïne hinwiederum besitzen die Fähigkeit, den tierischen Organismus gegen die giftigen Produkte unempfänglich zu machen (immunisierende Substanzen). Zu den Stoffwechselprodukten der Bakterien gehört das Tuberkulin, welches durch Ausziehen von Tuberkelbazillenkulturen mit Glycerinlösung hergestellt wird, den damit angestellten Untersuchungen zufolge zu den Eiweifsstoffen und zu den Albumosen gehört und bei subkutaner Injektion in den Körper auf tuberkulöse Herde einwirkt.

Auch in den Kulturen von *Diphtheriebazillen* hat man Toxalbumine nachgewiesen, welche bei Tieren die für die Diphtheriebazillen typischen Vergiftungen hervorrufen.

Da einzelne Tierspezies gegen gewisse pathogene Bakterien sich indifferent (immun) verhalten, so nimmt man an, dafs im Blute dieser Tiere Stoffe existieren, welche die von den Bakterien erzeugten Gifte zerstören. Durch Einspritzung des Blutes solcher immunen Tiere unter die Haut empfänglicher Tiere ist es in der That gelungen, auch letztere immun gegen die gleiche Bakterienart zu machen.

69. 2. Die ungeformten Fermente oder Enzyme sind stickstoffhaltige, lösliche, organische Substanzen, welche sich nur innerhalb lebender (pflanzlicher oder tierischer) Zellen bilden und

aus denselben durch Diffusion austreten können. Solche fermenthaltige Lösungen üben auf gewisse organische Verbindungen bei geeigneter Temperatur (40—60°) eine spezifische Wirkung aus, während sie selbst (anscheinend) keine Veränderung erleiden, so dafs kleine Mengen davon verhältnismäfsig sehr grofse Mengen der gärungsfreien Substanz umwandeln können.

Die wichtigsten ungeformten Fermente sind:

1. Diastatische Fermente verwandeln Stärke in Zucker: Diastase im Malz, Ptyalin im Speichel.

2. Invertierende Fermente verwandeln Rohrzucker in Dextrose und Lävulose (S. 317): Invertin in der Bierhefe.

3. Glykosidespaltende Fermente, zerlegen Glykoside unter Abspaltung von Traubenzucker (s. S. 344): Emulsin in den bitteren Mandeln (spaltet Amygdalin in Blausäure, Bittermandelöl und Zucker, Salicin in Saligenin und Zucker, überhaupt die meisten aromatischen Glykoside), Myrosin in den schwarzen Senfsamen (spaltet Myronsäure in Senföl, Zucker und Schwefelsäure), Erythrozym in der Krappwurzel (spaltet die Glykoside derselben [s. S. 344 und 352] in Alizarin und Zucker).

4. Peptonbildende Fermente, verwandeln Eiweifskörper in Peptone: Pepsin im Sekret der Labdrüsen der Magenschleimhaut, Trypsin im Sekret der Bauchspeicheldrüse, Papain, neuerlich im Milchsaft des Melonenbaumes (*Carica papaya*) aufgefunden.

5. Fettemulgierende und fettzerlegende Fermente, führen Neutralfette in Emulsionen über und zerlegen dieselben in freie Fettsäuren und Glycerin: hierher gehört besonders ein im Bauchspeichel enthaltenes Ferment.

Da alle diese Spaltungen nur unter Aufnahme von Wasser erfolgen, so werden die ungeformten Fermente auch hydrolytische Fermente genannt.

II. Zymotechnik.

70. Die chemische Technik zieht von den Gärungs-, Fäulnis- und Verwesungsprozessen einen gewissen Nutzen, indem sie einige derselben zur Herstellung wertvoller Materialien benutzt (Gärungschemie oder Zymotechnik).

1. Alkoholgärung.

Der gärungsfähige Zucker (namentlich Traubenzucker, Fruchtzucker und Invertzucker) zerfällt unter dem Einflufs eines sich entwickelnden geformten Ferments (Hefe, *Saccharomyces cerevisiae*) in Kohlensäure und Alkohol:

$$C_6H_{12}O_6 = 2C_2H_6O + 2CO_2.$$

Doch verlaufen daneben stets noch andere Gärungen, bei denen andere Produkte in geringeren Mengen, besonders Glycerin und Bernsteinsäure, entstehen, die sich ebenfalls aus dem Zucker bilden.

Dieser Prozefs wird für die Darstellung der gegorenen Getränke (Spirituosen) verwertet. Alle zuckerhaltigen Säfte des Pflanzenreichs können hierzu benutzt werden. Der Rohrzucker selbst ist zwar nicht gärungsfähig, wird aber unter dem Einflufs des in der Hefe enthaltenen Invertins zunächst in Invertzucker (Dextrose und Lävulose) umgewandelt (S. 317) und dadurch gärungsfähig. Da ferner das Stärkemehl unter dem Einflufs gewisser Fermente (namentlich der im Malz enthaltenen Diastase) in Maltose übergeführt wird (S. 318), so können auch stärkemehlhaltige Pflanzenstoffe zur Alkoholbereitung dienen.

1. **Wein,** der gegorene Saft der Weinbeeren, ist eine klare, wässerige Lösung von Alkohol (5—10 %), etwas unvergorenem Zucker, Glycerin, Bernsteinsäure, Weinsäure, Weinstein, einem gelben oder roten Farbstoff (Önocyanin), verschiedenen Riechstoffen (zusammengesetzte Äther) und Salzen (natürliche Rotweine enthalten aufserdem eine geringe Menge Gerbstoff).

Weinbereitung. Die Trauben werden entweder abgebeert oder samt den Stielen (Kämmen) zerquetscht und dann geprefst (gekeltert). Der aus den Prefsrückständen (Trestern) abgezogene Saft heifst Most. Er geht ohne Hefezusatz in Gärung über, wobei sich das Ferment aus den auf den Schalen sitzenden Pilzkeimen entwickelt. Nach der ersten Gärung bei 10—15°, welche mehrere Wochen dauert, wird die geklärte Flüssigkeit von dem Bodensatz (Hefe, Weinstein und Kammreste) in die Lagerfässer, wo sie eine mehrere Monate dauernde Nachgärung durchmacht, abgezogen, und der Wein erlangt hier seine Vollendung. Während der Vor- und Nachgärung verwandelt sich der Zucker zum allergröfsten Teil in Alkohol. Die Kohlensäure entweicht. Zugleich scheiden sich die stickstoffhaltigen Bestandteile (durch Hefebildung) fast vollständig aus. Beim Lagern bilden sich unter vollständiger Klärung durch Einwirkung der Säuren auf den Alkohol zusammengesetzte Äther, welche dem Wein den Wohlgeruch (Blume, Bouquet) verleihen.

Haltbarer Wein mufs völlig abgegoren sein und darf namentlich keine stickstoffhaltigen Bestandteile, welche zu neuer Hefebildung Veranlassung geben könnten, enthalten, sonst trübt er sich in den Flaschen von neuem. Dies wird erst nach mehrjährigem Lagern erreicht; schneller durch Erwärmen auf 60—70° (Pasteurisieren).

Um schlechte Jahrgänge, welche zu wenig Zucker und viel Säure enthalten, zu veredeln, sind mehrere Methoden im Gebrauch. 1. Chaptalisieren: teilweise Abstumpfung der Säure durch Schlämmkreide oder gemahlenen Marmor und Zusatz von Zucker. 2. Gallisieren: Verdünnung des sauren Mostes und Zusatz von Zucker. 3. Petiotisieren: Ausziehung der Trester mit Zuckerwasser. Alle drei können bei richtiger Ausführung nicht als Verfälschung gelten. — Das Gipsen des Weins (Zusatz von Gips) dient zur Klärung und zum Verschönern der Farbe, giebt aber dem Wein einen zu hohen Gehalt an schwefelsaurem Kali und schwefelsaurem Kalk und ist verwerflich. Ebenso die künstliche Färbung durch Anilinfarben (Fuchsin).

Obstweine. Nicht nur aus Trauben, sondern auch aus anderen süfsen Früchten und Pflanzensäften lassen sich weinartige Getränke bereiten, z. B. aus Äpfeln (Äpfelwein oder Cider), Birnen, Kirschen, Pflaumen, Erdbeeren, Himbeeren und Johannisbeeren, sowie aus Birken- und Ahorn-

saft. Solche Weine sind meistens weniger alkoholreich und besitzen einen eigentümlichen Obstgeschmack. Behufs ihrer Bereitung wird zuerst der Saft durch Auspressen oder auf andere Weise gewonnen und dann (wenn nötig, unter Zusatz von Hefe) in Gärung versetzt, geklärt und abgezogen.

Schaumweine sind Weine, welche unter Druck mit Kohlensäure gesättigt sind. Sie wurden zuerst in der Champagne aus Traubenwein bereitet (Champagner), werden aber jetzt auch in anderen weinproduzierenden Ländern vielfach erzeugt. Man läfst den Most zuerst wie bei gewöhnlichem Wein in Fässern gären, bewahrt ihn bis zum folgenden Sommer auf und zieht ihn unter Zusatz von einer entsprechenden Menge Zucker in Flaschen ab, in denen er dann Nachgärung erleidet. Die Flaschen werden hierbei verkehrt gestellt und bleiben fest verschlossen, so dafs die durch die Gärung entwickelte Kohlensäure nicht entweichen kann, und die Hefe sich auf dem Kork ansammelt. Die Menge des zuzusetzenden Zuckers mufs genau so grofs sein, dafs nach der Vergärung desselben alle Hefebestandteile des Weins aufgebraucht sind. Die hierbei erzeugte Hefe wird durch ein geschicktes Lüften der Korke (Degorgieren) entfernt, und schliefslich erhält der mit Kohlensäure gesättigte Wein, damit er schmackhaft werde, noch einen bedeutenden Zusatz von sogenanntem „Likör“, d. i. eine Auflösung von reinstem Zucker in Wein und Weinbranntwein.

71. 2. **Bier,** das unvollständig vergorene wässerige Extrakt der gekeimten Gerste (Malz), welches in einem gewissen Stadium der Bereitung einen Zusatz von Hopfen erhalten hat. Die Hauptbestandteile des fertigen Biers sind Alkohol (2—6 %, bei schweren Bieren [Porter, Ale] bis 10 %), Zucker 0,5—1 %, Dextrin und Gummi 4—8 %, aufserdem etwas Glycerin, aromatische Bestandteile des Hopfens, wenig Eiweifskörper, Mineralsalze und freie Kohlensäure, sämtlich in Wasser gelöst. Beim Abdampfen entweichen Wasser, Alkohol und Kohlensäure, und die gelösten, nicht flüchtigen Substanzen bleiben als eine klebrige Masse (Malzextrakt) zurück.

Bierbereitung, Brauerei. 1. Das Malzen. Die durch Wasser aufgequellte Gerste wird in kühlen Räumen zu flachen Haufen aufgeschichtet und beginnt unter Selbsterwärmung zu keimen. Damit sie sich nicht zu stark erwärme, wird sie zeitweilig umgeschaufelt. Bei der „pneumatischen Mälzerei“ wird komprimierte Luft hindurchgeprefst. Während der Keimung bildet sich aus den Eiweifskörpern Diastase. Nach 6 bis 8 Tagen wird der Prozefs unterbrochen und das Malz entweder an der Luft getrocknet (Luftmalz) oder schwach erhitzt, wobei es sich etwas bräunt (Darrmalz).

2. Das Maischen. Das geschrotene Malz wird mit warmem Wasser angerührt (gemaischt) und bleibt einige Stunden bei 70—75° stehen. Hierbei verwandelt sich das Stärkemehl durch Einwirkung der Diastase in Maltose und Dextrin. Das Anwärmen geschieht entweder durch Aufgiefsen von heifsem Wasser (Infusionsverfahren) oder durch wiederholtes Kochen eines Teils der Maische und Vermischen desselben mit dem ungekochten Anteil (Dekoktionsverfahren). Durch das Kochen wird ein Teil der Diastase unwirksam gemacht, also die Zuckerbildung etwas verlangsamt, aber eben dadurch ein haltbareres Bier erzielt. Nach Vollendung der Zuckerbildung zieht man die klare, süfse Flüssigkeit (Würze) ab.

3. Das Kochen und Hopfen der Würze. Sieden der Würze im Braukessel unter (späterem) Zusatz von Hopfen. Hierdurch wird die Würze auf die gewünschte Konzentration gebracht, das Eiweifs koaguliert und die Hopfenbestandteile (Bitterstoff, ätherisches Öl und Gerbsäure) extrahiert. Die Hopfenbestandteile machen das Bier haltbar und verleihen ihm einen aromatisch bitteren Geschmack.

4. Das Kühlen, rasche Herabsetzung der Temperatur auf den für die Gärung geeignetsten Grad in Kühlschiffen oder durch Eis.

5. Die Gärung verläuft unter Zusatz von Hefe wie beim Wein in zwei Stadien: die Hauptgärung in offenen Bottichen bei 4—10°, die Nachgärung in den Lagerfässern bei niedriger Temperatur. Je nach der Natur des Malzes, dem Maischverfahren, der Dauer des Kochens, der Hopfenmenge und der Temperatur der Gärungsräume werden Biere von sehr verschiedener Haltbarkeit erzeugt. Bei rascher Gärung steigt die Hefe auf (Obergärung, Oberhefe), bei langsamer setzt sie sich am Boden ab (Untergärung, Unterhefe). Obergärige Biere (z. B. Weifsbier) haben nur kurze Dauer, untergärige Biere (Lagerbier, bayrisches Bier) eine bedeutend längere.

Das fertige Bier ist ein unvollkommen vergorenes Getränk. Es enthält immer noch Zucker, Hefekeime und Proteïnsubstanzen, aus denen sich von neuem Hefezellen entwickeln können. Deshalb befindet es sich auch beim Lagern unter fortdauernder langsamer Kohlensäureentwickelung in einer stillen Nachgärung. Hieraus folgt, dafs die für den Genufs passendste Zeit bei jeder Biersorte nur eine begrenzte ist. Seine beste Qualität wird das Bier erreicht haben, wenn es seine Hauptbestandteile (Alkohol, Malzextrakt und Kohlensäure) in einem richtigen Verhältnis enthält. Vor diesem Zeitpunkt ist es noch zu kohlensäurearm (hat keinen Trieb und schmeckt süfslich fade); nach demselben wird es herb und durch die beginnende Essigbildung sauer, wohl auch durch Fäulnis der abgeschiedenen Hefe übelriechend und trübe. Durch geeignete niedere Temperatur (in kühlen Lagerkellern) kann der Prozefs dieser fortschreitenden Veränderung bis zu einer gewissen Grenze verlangsamt, aber niemals ganz aufgehoben werden. Weit gröfsere Haltbarkeit erteilt man dem auf Flaschen abgezogenen Bier durch Erhitzen (Pateurisieren), wodurch es für weiteren Transport geeignet wird.

72. 3. **Branntwein.** Mit diesem Namen bezeichnet man alle durch Destillation von gegorenen alkoholischen Flüssigkeiten erzeugten Getränke. Man unterscheidet: Cognac (aus französischem Wein), Kornbranntwein (aus Cerealien), Kirschwasser (aus den Kernen von Steinobst), Rum (aus den gegorenen Zuckerrohrabfällen). Arrak aus Palm- und Reismehl), Kartoffelbranntwein (aus Kartoffeln; enthält stets geringe Mengen Amylalkohol oder Fuselöl), Rübensprit (aus der Melasse der Rübenzuckerfabrikation). Aufserdem noch manche andere Sorten.

Spiritusfabrikation. Hierzu werden hauptsächlich Kartoffeln benutzt. Diese werden gedämpft, zerquetscht, mit warmem Wasser und Malz angerührt, wobei das Stärkemehl verzuckert wird (Maische), dann mit Hefe versetzt und der Gärung überlassen (wobei der Zucker in Alkohol und Kohlensäure übergeht) und schliefslich in grofsen kupfernen Apparaten destilliert. Der Rückstand von der Destillation heifst Schlempe und dient als wertvolles Nahrungsmittel für das Vieh.

2. Essiggärung.

73. **Weinessig, Bieressig.** Essigsäure bildet sich durch Oxydation von Äthylalkohol (S. 299 u. 380). Reiner Alkohol bleibt an der Luft unverändert, alkoholische Getränke aber werden bald durch Essigsäurebildung sauer, jedenfalls durch Fermentwirkung eines Pilzes (*Micoderma aceti*), welcher sich darin bald entwickelt. Hierauf beruht die Darstellung von Weinessig und Bieressig, welche schon dadurch erzielt wird, daſs man Wein oder Bier in offenen Gefäſsen in geheizten Zimmern bei 25—30° stehen läſst. Schneller geht die Essiggärung von statten, wenn man die alkoholische Flüssigkeit (Essiggut) durch hohe, mit Hobelspänen gefüllte Fässer (Essigbilder), deren Wände zum Durchströmen der Luft durchbohrt sind, flieſsen läſst, wobei sich der Essigpilz auf den Spänen entwickelt (Schnellessigfabrikation).

Gewöhnlicher Essig (Tafelessig) enthält nur 2—3% Essigsäure, auſserdem einige Bestandteile aus dem zu seiner Darstellung benutzten Bier und Wein.

Holzessig. Wird bei der trockenen Destillation (Holzgasfabrikation) des Holzes gewonnen, wobei er sich mit dem Teer als wässerige Flüssigkeit kondensiert. Er enthält empyreumatische Produkte (Kreosot, S. 334) beigemengt und wird hierdurch zum Konservieren (Schnellräuchern) von Fleischwaren geeignet.

3. Brotgärung.

74. Wird Mehl mit Wasser angerührt und der Teig ein oder mehrere Tage bei 20—30° stehen gelassen, so wird er etwas dünnflüssiger, nimmt einen sauren Geschmack an (Sauerteig) und kann nun, wenn er einer gröſseren Menge frischen Brotteigs zugesetzt wird, diesen in eine Art Gärung versetzen, wobei sich Gase entwickeln, die den Teig auftreiben (Aufgehen des Teigs) und später beim Backen entweichen, wodurch sie das Gebäck locker machen (Schwarzbrot aus Roggenmehl). Derselbe Zweck kann auch durch Zusatz von Hefe erreicht werden (Weiſsbrot aus Weizenmehl).

Die Brotgärung scheint keine reine Alkoholgärung zu sein, sondern neueren Untersuchungen zufolge der Hauptsache nach in einer durch Bakterien bewirkten Zersetzung des Klebers (Peptongärung) zu bestehen, welche ähnliche Produkte liefert, wie die Fäulnis der Eiweiſskörper. Die dabei entweichenden Gase bestehen zum gröſsten Teil aus Kohlensäure, Wasserstoff und Stickstoff; beim Backen entweichen auch Alkoholdämpfe.

III. Konservierung und Desinfektion organischer Substanzen.

75. Um die Vernichtung organischer Substanzen durch Gärung, Fäulnis und Verwesung zu verhüten oder wenigstens zu verzögern, giebt es verschiedene Mittel, die alle im wesentlichen darauf hinauslaufen, den Zutritt der Fermente zu verhüten, oder ihre Entwickelung durch Entziehung der Lebensbedingungen unmöglich zu machen, oder endlich sie selbst und ihre Keime zu töten. Bei der Auswahl dieser Mittel ist die Natur und der Gebrauchszweck der zu konservierenden Substanzen maſsgebend.

1. Überziehen mit einer schützenden Hülle. Hierdurch wird die Abhaltung der Pilzkeime aus der Luft bezweckt.

a. Bei Nahrungsmitteln: Einschmelzen von Fleisch in Fett, Überziehen von Eiern mit einer Schicht Paraffin, Kandieren von Früchten, d. h. Uberziehen mit einer Zuckerschicht.

b. Bei anderen Substanzen: Lackieren und Polieren von Holz, wobei der harzige Überzug das Eindringen der Keime verhütet.

2. Niedere Temperatur. Da die Fermente unter + 4^0 ihre Lebensfunktionen nicht ausüben können, so ist die Kälte als ein vorzügliches Konservierungsmittel von jeher in Gebrauch: Aufbewahrung von Nahrungsmitteln in Eiskellern und Eisschränken; überseeischer Transport von Fleisch in stark gekühlten Räumen (Kälteschiffe oder Frigoriferen), wo die niedere Temperatur durch Ausdehnung komprimierter Luft oder durch vielfach gewundene, von einer Kältemischung (Kochsalz und Eis) durchströmte Röhren erzielt wird.

3. Entziehung von Feuchtigkeit. Austrocknen von Fleisch (Dürrfleisch) und Früchten (Backobst).

4. Partielle Entziehung von Feuchtigkeit durch Anwendung chemischer Mittel: Einsalzen (Einpökeln) von Fleisch, wobei das Kochsalz wasserentziehend wirkt und sich auf Kosten der Zellflüssigkeit löst (Salzlake); Übergieſsen mit Alkohol (meist nur bei anatomischen und zoologischen Präparaten in Anwendung); Einkochen von Früchten in Zucker.

5. Tötung der Keime durch Siedehitze unter Abschluss von Luft: Pasteurisieren von Wein und Bier (S. 389, 391), vor allem aber die Konservierung von Nahrungsmitteln nach dem Appert'schen Verfahren. Zu letzterem Zweck dienen in der Regel Blechbüchsen, welche man, nachdem die fertig zubereiteten Nahrungsmittel hineingebracht sind, bis auf eine ganz kleine Öffnung im Deckel verlötet, dann im Dampfbad so lange erhitzt, bis die Luft aus dem Inneren vollständig ausgetrieben ist, und die Öffnung schnell verlötet. Hierauf bringt man die geschlossenen Büchsen in eine gesättigte Kochsalzlösung, erhitzt diese bis auf

108—110° und läſst sie darin langsam erkalten. Eintritt der Fäulnis oder Gärung innerhalb der Büchsen ist jetzt vollkommen unmöglich, da alle Fermentkeime getötet sind, und neue nicht wieder zutreten können.

6. Antiseptische oder fäulniswidrige Mittel: Es giebt zahlreiche Substanzen, welche dadurch fäulnis- und gärungswidrig wirken, daſs sie die Fermente töten oder die gärungs- und fäulnisfähigen Körper selbst so verändern, daſs sie für die Entwickelung der Fermente nicht mehr tauglich sind. Bei ihrer Anwendung auf Nahrungsmittel ist man aber auf solche Substanzen beschränkt, welche nicht zugleich auch nachteilige Wirkungen auf den Organismus ausüben.

a) Antiseptica für Nahrungsmittel: Kreosot zum Räuchern von Fleischwaren, welche jenes aus dem Holzrauch oder bei der sogenannten Schnellräucherung aus dem Holzessig aufnehmen; Salicylsäure, namentlich für Getränke (Wein und Bier) und als Zusatz beim Einmachen von Früchten (1 ‰ ist ohne Nachteil für die Gesundheit, gröſsere Quantitäten sollen schädlich wirken); Borax, Zimtsäure, Cymol in kleinen Mengen.

b) Antiseptica für andere Substanzen: in erster Linie Karbolsäure im rohen Zustand zur Desinfektion übelriechender Abfälle, ferner verschiedenartige Metallsalze (Quecksilberchlorid, Kupfer- und Eisensalze, arsenige Säure etc.) zum Einbalsamieren von Leichen, Aufbewahren anatomischer Präparate, Imprägnieren von Holz u. dgl. m. Verdünnte Lösungen von Karbolsäure (1:200 bis 300) und Quecksilberchlorid (1:1000) finden überdies eine ausgedehnte Anwendung in der Chirurgie (antiseptische Wundbehandlung), wodurch das Eindringen entwickelungsfähiger Pilzkeime durch die Wunde und der Übergang ins Blut verhindert, die Heilung der Wunde wesentlich beschleunigt und zugleich der Eintritt gefahrbringender Folgen (Blutvergiftung) verhütet wird.

BAYERISCHE STAATS-BIBLIOTHEK MUENCHEN

Register.

Aal 376.
Abietinsäure 347.
Abraumsalze 203.
Absatzgesteine 189.
Acetaldehyd 310.
Acetamid 314.
Acetate 301.
Acetyl 300.
Acetylen 63. 293.
Achat 33. 160.
Achatmandeln 161.
Acidum aceticum 301.
— arsenicosum 31.
— boracicum 32. 110.
— carbonicum 24.
— citricum 301.
— formicicum 301.
— hydrobromicum 50.
— hydrochloricum 47.
— hydrojodicum 50.
— lacticum 302.
— nitricum 108.
— oleïnicum 302.
— oxalicum 303.
— palmitinicum 302.
— phosphoricum 30. 109.
— silicicum 33. 110.
— stearinicum 302.
— succinicum 303.
— sulfuricum 105.
— sulfurosum 28.
— tartaricum 303.
Addition, doppelte 82.
Adern 365.
Adlervitriol 209.
Adular 175.
Äpfeläther 309.
Äpfelwein 389.
Aërobe 385.
Aes cyprium 4. Note.
Äscherich 210.
Äskuletin 344.
Äskulin 344.
Äthan 289. 292.
Äther 304.
—, Darstellung 307.
—, Versuche 306.
—, zusammengesetzte 306.
Ätherifikation 307.
Ätherische Öle 344.
Äthyl 295.
Äthyläther 304.
—, Darstellung 307.
Äthylalkohol 294. 295.
Äthylamin 312.
Äthylchlorid, Darstellung 308.
Äthylen 271. 289. 292.
Äthylmethylbenzol 331.
Äthylnaphtalin 328.
Äthylpyrrol 342.
Äthylschwefelsäure 307.
Äthylthiophen 341.
Ätzen von Glas 51.
Ätzgrund 348.
Ätzstempel 145.
Ätzsublimat 45.
Affinage des Silbers 236.
Affinität 52.
Afterkrystalle 160.
Agenzien 36.
Akridin 342. 343.
Akridinfarbstoffe 357.
Alabaster 167. 169. 207. 214.
Alanin 315.
Alaun 208.
Alaunstein 168.
Alaunthon 192.
Albit 176.
Albumin 359. 365. 372.
Aldehyde 310.
—, aromatische 353.
Aldehydgrün 355.
Ale 390.
Alizarin 344. 352. 356.
Alizarinblau 356.
Alkaliblau 355.
Alkalien 20. 21. 34.
Alkalische Erden 21.
Alkaloide 350.
Alkanna 353.
Alkannarot 353.
Alkannin 353.
Alkohol, absoluter 297.
—, denaturierter 297.
— sulfuris 41.
Alkoholbasen 311.
—, Salze 312.
Alkohole 294.
—, aromatische 334.
—, Struktur 298.
Alkoholgärung 380. 388.
Alkoholische Getränke 378.
Alkoholometer 296.
Allylen 293.
Almandin 178.
Alpaka 5.
Althäaschleim 321.
Altvulkanische Gesteine 186.
Aluminate 138.
Aluminium 18. 20.
— chloratum 45.
Aluminiumacetat 301.
Aluminiumbronze 21.
Aluminiumchlorid 45. 47.
Aluminiumoxyd 21. 34.
Alunit 168.
Amaranth 357.
Ameisenäther 309.
Ameisensäure 299. 301.
Ameisensäurealdehyd 310.
Amethyst 33. 159.
Amianth 174.
Amide 313.
Amidobenzol 339. 340.
Amidobuttersäure 315.

Amidocapronsäure 315.
Amidoderivate 339.
Amidoessigsäure 315.
Amidopropionsäure 315.
Amidotoluol 340.
Amidosäure 313. 314.
Amidovaleriansäure 315.
Amine 311.
—, gemischte 313.
Amino- s. Amido- Aminsäuren 313.
Ammoniak 120. 265.
—, Darstellung 139.
Ammoniakeismaschine 122.
Ammoniakflüssigkeit 121.
Ammoniakgärung 380.
Ammoniaksoda 212.
Ammonium 120.
Ammoniumchlorid 206.
Ammoniumchromat 232.
Ammoniumhydroxyd 120. 313.
Ammoniumkarbonat 213.
Ammoniummanganalaun 208.
Ammoniumnitrat 216.
Ammoniumoxyd 120.
Ammoniumsulfat 207.
Ammoniumverbindungen 313.
Amphibol 174.
Amphibolit 185.
Amygdalin 344.
Amyl 295
Amylalkohol 294. 297.
Amylamin 312.
Amylen 289. 292.
Amylum 319.
Anaërobe 385.
Anästhesie 305.
Anästhetikum 305. 351.
Analyse 35.
Ananasäther 309.
Andalusit 175.
Andalusitglimmerfels 185. 193.
Andesin 176.
Andesit 187.
Anhydrit 19. 166. 194. 203. 207.
Anilin 339.
Anilinblau 355.
Anilinfarben 340. 354.
Anilingelb 355.
Anilingrün 355.
Anilinorange 355.
Anilinrot 355.
Anilinschwarz 355.
Anilinviolett 355.
Anisöl 345.
Anorthit 176.
Anthracen 327. 328. 329.
Anthracenfarbstoffe 356.
Anthracit 179. 195. 196.
Anthrol 334.
Antimon 22. 31.
—, gediegen 157.
Antimonblüte 32. 158.
Antimonglanz 164.
Antimonige Säure 32.
Antimonnickelglanz 165.
Antimonocker 158.
Antimonoxyd 32.
Antimonsilberblende 165.
Antiphlogistische Theorie 17.
Antiseptische Mittel 394.
Aorta 368.
Apatit 171.
Aprikosenäther 309.
Aquamarin 175.
Arabin 321.
Aragonit 170.
Archäische Formation 183.
Argentum 4.
— chloratum 45.
— sulfuratum 40.
Argon 17.
Arkose 190.
Aromatische Körper 288. 327.
Arrak 391.
Arrow-root 321.
Arsen 22. 30.
—, gediegen 156.
Arsenblüte 30. 158.
Arsenfahlerz 30.
Arsenicum sulfuratum 40.
Arsenige Säure 31.
Arsenit 158.
Arsenkies 30. 164.
Arsennickelglanz 165.
Arsensilberblende 165.
Arsenwasserstoff 269.
Asa foetida 349.
Asbest 20. 174.
Aschen 189.
Aschenbildung 8.
Asphalt 179. 348.
Asphaltlack 348.
Assimilation 362.
Atmosphäre 25.
Atmungsprozefs 11.
Atom 68.
Atomgewichte 69.
Atomlehre 67. 68.
Atomvolum 69.
Atropin 351.
Auflösung 14.
Augenachat 161.
Augit 174.
Aurin 356.
Auripigment 30. 40. 164.
Aurum 4.
Avanturin 159.
Azobenzol 340.
Azoderivate 340.
Azofarbstoffe 357.
Azoische Formation 183.
Azolitmin 353.
Azorubin 357.
Azoxybenzol 340.

Backobst 393.
Bänder 365.
Bänderthon 191.
Bakterien 382.
Bakterienproteïne 387.
Baldrianöl 345.
Balsam 347.
Bandachat 161.
Bandeisen 59.
Bandjaspis 160.
Barilla 211.
Barium 18. 19.
Bariumchlorid 47.
Bariumhydrat 103.
Bariumsulfat 207.
Bariumsuperoxyd 255.
Baryt 20.
Basalt 187. 189. 198.
Bathmetall 5.
Bauchspeichel 370.—373.
Baumöl 323.
Baumwollensaatöl 323.
Bazillen 382.
Beizen 352.
Beleuchtung 276.
Benennung der vielfachen binären Verbindungen 73.
Benzaldehyd 335.
Benzazurin 357.
Benzin 290.
Benzoëharz 347.
Benzoësäure 336.
Benzol 327.
Benzoflavin 357.
Benzolkern 329. 341.
Benzolring 329.
Benzopurpurin 357.
Benzopyrrol 342.
Benzylalkohol 335.
Bergamottöl 345.
Bergkrystall 33. 158.
Bergöl 290.
Bergsalz 166.

Bernstein 179. 348.
Bernsteinlack 348.
Bernsteinsäure 303.
Beryll 175.
Bessemerprozefs 62.
Bessemerstahl 60.
Bessorie 321.
Bestandteile 36.
Biegungselastizität 2.
Bier 378. 390.
Bierbereitung 390.
Bieressig 392.
Bildhauermarmor 169.
Bildhauersandstein 192.
Bindegewebsfasern 365.
Biotit 178.
Birnäther 309.
Biskuit 222.
Bismutin 166.
Bismarkbraun 357.
Bismutum 4.
Bittererde 20.
Bittermandelöl 335. 345.
Bittersalz 20. 168. 208.
Bitterspat 170.
Bitterwässer 208.
Bitumen 179.
Bituminit 179.
Bixin 354.
Blanc fixe 208.
Blauholz 353.
Blausäure 258.
Blei 3. 6.
—, gediegen 157.
Bleiacetat 301.
Bleichen 250.
Bleichflüssigkeiten 248.
Bleichlorid 45. 47.
Bleifolie 3.
Bleiglätte 3. 34. 164.
Bleiglanz 3. 4. 38. 164.
Bleikammerkrystalle 243.
Bleikammerprozefs 244.
Bleikarbonat 215.
Bleioxyd 34.
Bleipflaster 326.
Bleisulfid 38.
Bleivitriol 3. 168.
Bleiweifs 215.
Bleizucker 301.
Blenden 27.
Bleu de Lyon 355.
Bleu de Paris 355.
Blocklehm 190.
Blöcke, erratische 191.
Blume des Weines 389.
Blut 369.
Bluteiweifs 359.
Blutfibrin 359.
Blutgefäfse 365.
Blutkörperchen 369.
Blutkohle 22.
Blutkuchen 369.
Blutjaspis 160.
Blutlaugensalz, gelbes 259.
—, rotes 260.
Blutstein 163.
Blutumlauf 367.
Blutvergiftung 394.
Bogheadkohle 179.
Bohnen 376.
Bohnerz 194.
Bomben 189.
Bor 22. 32.
Boracit 33. 172.
Borax 33. 172. 219.
Bordeaux 357.
Borneokampfer 346.
Borneol 346.
Borocalcit 33. 172.
Borsäure 32.
Borsäureanhydrid 105.
Borsäurehydrat 110.
Bortrioxyd 105.
Bouillon 378.
Bouquet des Weines 389.
Bouteillenglas 229.
Branntwein 378. 391.
Brasilienholz 352.
Brasilin 352.
Brauerei 390.
Brauneisenerz 4. 163.
Brauneisenstein 194.
Braunkohle 179. 195. 196.
Brandschiefer 192.
Braunstein 163.
Brennasche 210.
Brennspiritus 296.
Brenzkatechin 332. 333.
Brenzschleimsäure 341.
Brillant 181.
Brom 50.
Bromide 50.
Bromum 50.
Bromwasser 50.
Bromwasserstoff 50.
Bronzen 5.
Bronzit 174.
Brot 376.
Brotgärung 392.
Bruchfestigkeit 1.
Brucin 351.
Buchdruckerwalzen 297.
Buntbleierz 3. 172.
Buntkupfererz 4. 165.
Butalanin 315.
Butan 289. 292.
Butter 323. 371. 376.
—, ranzige 323.
Butteräther 309.
Butterfett 371.
Buttermilch 371.
Buttersäure 299. 302.
Buttersäureäthylester 309.
Buttersäureamylester 309.
Buttersäuregärung 380.
Butyl 295.
Butylalkohol 294.
Butylamin 312.
Butylen 289. 292.
Butyraldehyd 311.
Butyramid 314.
Butyrin 322.
Butyryl 300.

Cadmia 4. Note.
Cadmium 4.
— sulfuratum 40.
Calcium 18. 19.
Calciumacetat 301.
Calciumcarbid 63.
Calciumchlorid 47. 206.
Calciumhydrat 103.
Calciumkarbonat 214.
Calciumsulfat 207.
Calette 181.
Campobellogelb 356.
Caprinsäure 299. 302.
Caprinyl 300.
Capronin 322.
Capronsäure 293. 302.
Capronyl 300.
Caprylsäure 299. 302.
Caprylyl 300.
Carasin 321.
Carbamid 313. 314.
Carbaminsäure 313.
Carbide 62.
Carbonium 21.
— sulfuratum 41.
Carborundum 63.
Carboxylgruppe 298.
Carburate 62.
Carnallit 18. 166.
Carthamin 353.
Carnivoren 372.
Celluloid 319. 346.
Cellulose 318.
Cellulosegärung 380.
Cement 231.
Cementstahl 60.
Ceroten 289.
Cerussit 170.

Cetyl 295.
Cetylalkohol 294.
Chalcedon 33. 160.
Chamotte 222.
Champagner 390.
Chaptalisieren 389.
Chemie, Stellung und Aufgabe 35.
Chiastolith 175.
Chiastolithschiefer 185. 193.
Chilesalpeter 171. 216.
Chinagerbstoff 338.
Chinasilber 5.
Chinidin 351.
Chinin 351.
Chinolin 342. 343. 350.
Chinolinfarbstoffe 357.
Chinolingelb 357.
Chinolinrot 357.
Chlor 42.
—, Darstellung 254.
Chloral 310.
Chloralhydrat 310.
Chlorammonium 206.
Chlorapatit 171.
Chlorcalcium 206.
Chlordioxyd 246.
Chloride, Formeln 74. 75.
—, Natur 49.
Chlorit 174.
Chloritschiefer 184.
Chloroform 311.
Chlorkalium 206.
Chlorkalk 248.
Chlorophyll 362.
Chlorsäure 245.
Chlortetroxyd 246.
Chlorum 42.
Chlorwasserstoff 47.
Chlorwasserstoffsäure 49.
Chondrin 359. 365.
Chondrogen 359.
Chromalaun 208.
Chromchlorid 47.
Chromeisenerz 172.
Chromgranat 178.
Chromite 138.
Chromogene 351.
Chromsäure, Reduktion 251.
Chrysanilin 355.
Chryseïnsäure 356.
Chrysoberyll 172.
Chrysoidin 357.
Chrysolith 174.
Chrysophenin 357.
Chrysopras 33. 160.
Chrysorin 5.
Chylus 366. 369. 373.
Chylusgefäfse 366.
Chymus 373.
Cider 389.
Cinchonidin 351.
Cinchonin 351.
Cinnabaris 39.
Citrin 159.
Citronenöl 345.
Cocaïn 351.
Coccinin 357.
Cochenille 353.
Codeïn 351.
Cölestin 168.
Cognak 391.
Cognakessenz 309.
Collidin 343.
Conchinin 351.
Conglutin 359.
Congogelb 357.
Congorot 357.
Coniin 350.
Corallin 355.
Cordierit 175.
Cordieritglimmerfels 193.
Cottonöl 323.
Croceïnorange 357.
Crocin 354.
Crotonylen 293.
Cülassee 181.
Cumenylaktrylsäure 336.
Cumol 328.
Cumylsäure 336.
Cuprum 4.
— bichloratum 44.
— chloratum 44.
— sulfuratum 38.
Curcuma 353.
Curcumin 353.
Cyanwasserstoff 258.
Cymol 328.

Dachschiefer 184. 192.
Dacit 187.
Dammar 348.
Darm 367.
Darmsaft 373.
Darmzotten 374.
Decylen 289.
Degargieren 390.
Dehnbarkeit 1.
Dekan 289.
Desinfektion 23.
Destillation, fraktionierte 295.
Dextrin 321.
Dextrose 316.
Diabas 187.
Diacetylen 293.
Diäthylamin 312.
Diamant 23. 156.
Diamantfuchsin 355.
Diamantrot 357.
Diastase 318. 359. 390.
Diastatische Fermente 388.
Diatomeenerde 161. 195.
Dibenzyl 328.
Dibenzyltoluol 329.
Dickdarm 367.
Diffusion 12. 25.
Digallussäure 337.
Dikieselsäure 111.
Dill 377.
Diluvialthon 191.
Diluvium 201.
Dimethylanthracen 328.
Dimethylbenzol 328. 338.
Dimethylnaphtalin 328.
Dimethylthiophen 341.
Diorit 187.
Dioxybenzole 332. 333.
Dioxytoluole 332. 334.
Diphenyl 327. 328. 330.
Diphenyläthan 328.
Diphenylmethan 327. 328. 330.
Diphenyltolylmethan 329.
Diplokokken 382.
Dipropargyl 293.
Disaccharide 316.
Disazofarbstoffe 357.
Dischwefelsäure 108. 133.
Disthen 175.
Dixylylbenzol 329.
Dolomit 19. 170. 185. 194.
Dolomitischer Kalkstein 193.
Doppelsalze 132.
Doppelspat 214.
Doppelvitriol 209.
Drehfestigkeit 1.
Drehungselastizität 2.
Druckelastizität 2.
Druckfestigkeit 1.
Drusen 159.
Dünensand 192.
Dünndarm 367.
Durol 328.
Dürrfleisch 393.
Dynamid 298.

Eau de Javelle 248.
Eau de Labarraque 248.
Echtrot 357.
Edelsteine 180.
Edelsteinschliffe 180.
Eichengerbstoff 338.

Eier 376.
Einlagerungen 183. 185.
Einpökeln 393.
Eis 194.
Eisen 3. 6.
—, gediegen 157.
Eisenchlorid 45. 47.
Eisenchlorür 45. 47.
Eisenglanz 4. 162.
Eisengranat 178.
Eisenkies 4. 39. 164.
Eisenkiesel 160.
Eisenlack 348.
Eisennickelkies 165.
Eisenoxyd 34.
Eisenpulver, Verbrennen 9.
Eisenreduktionsprozeſs 58.
Eisenspat 170. 194.
Eisensulfid 38.
Eisenvitriol 168. 208.
Eisessig 301.
Eisfeldspat 175.
Eismaschine 122.
Eiweiſs 359.
Eiweiſskörper 358. 372.
Eiweiſsstoffe, Verdauung 372.
Eläolith 176.
Eläolithsyenit 187.
Eläolithsyenit-Porphyr 187.
Elastin 359.
Elektrolyse 65.
Elemente 36. 37.
Emulsin 359.
Emulsionen 323.
Entstehungszustand 86.
Enzyme 384. 387.
Epsomit 168. 208.
Erbsen 376.
—, grüne 376.
Erbsenstein 170. 214.
Erden 21.
Erdharz 348.
Erdmetalle 21.
Erdnuſsöl 323.
Erdöl 179. 290.
Erdpech 179.
Erdwachs 179.
Ernährung des Tierkörpers 371.
Erratische Blöcke 191.
Eruptivgesteine 185.
Erythrit 294.
Erze 3. Note.
Erzgebirge, sächsisches 196.
Essenzen 296.
Essigäther 309.
Essigbilder 392.
Essiggärung 380. 392.
Essiggut 392.
Essigsäure 299. 301.
Essigsäureäthylester 309.
Essigsäurealdehyd 310.
Essigsäurephenyläther 332.
Ester 306.
Esterfikation 307.

Facetten 181.
Färberei 351. 352.
Färberröte 352.
Fäulnis 379. 380.
Fäulniswidrige Mittel 394.
Fahlerz 4.
Fahlerze 166.
Farbe 1.
Farbstoffe 351.
—, adjektive 352.
—, substantive 352.
Fasergips 167. 207.
Faserstoff 359.
Fayence 222.
Federharze 349.
Feldspat 18. 175.
—, gemeiner 176.
—, glasiger 176.
—, monokliner 175.
—, Verwitterung 199.
Feldspate, trikline 176.
Felse 183.
Fenchelöl 345.
Fermente 379. 381.
—, geformte 381.
—, ungeformte 381. 387.
Fernambukholz 352.
Ferrosulfat 208.
Ferrum 3.
— chloratum 45.
— sesquichloratum 45.
— sulfuratum 38.
Festigkeit 1.
Festungsachat 161.
Fette 322.
Fettemulgierende Fermente 388.
Fettgewebe 365.
Fettkörper 288. 289.
Fettpolster 365.
Fettsäuren 298.
Feuer der Edelsteine 180.
Feuerlöschdosen 242.
Feuerluft 11.
Feueropal 161.
Feuerstein 33. 160.
Fiberwidrige Mittel 351.
Fibrin 359. 372.
Fibroin 359.
Fichtenharz 347.
Firnis 326.
Firnisse 296.
Fischguano 218.
Flaschenglas 229.
Flechtensäuren 352.
Fleisch, Einpökeln 393.
Fleischbrühe 378.
Fleischextrakt 378.
Fleischflüssigkeit 365.
Fliesen 222.
Flintglas 230.
Fluor 51.
Fluorapatit 171.
Fluoresceïn 356.
Fluoride 50.
Fluorit 166.
Fluorum 51.
Fluorwasserstoff 51.
Fluorwasserstoffsäure, Darstellung 144.
Fluſseisen 3. 59.
Fluſssäure, Darstellung 144.
Fluſsspat 166.
Fluſsstahl 3. 60.
Fluſswasser 14.
Formaldehyd 310.
Formeln, empirische 235.
—, rationelle 235.
Formyl 300.
Fraktionierte Destillation 295
Fraueneis 167. 207.
Freskomalerei 226.
Frigorisoren 393.
Frischprozeſs 59. 62.
Frischstahl 60.
Fruchtessenzen 309.
Fruchtschiefer 185. 193.
Fruchtzucker 316.
Fuchsinblau 355.
Furfuran 341.
Furfuranalkohol 341.
Furfurankarbonsäure 341.
Furfurol 341.
Fuselöl 294. 297.
Fuſsbodenbelegplatten 222.

Gänseschmalz 323.
Gärung 379.
— des Bieres 391.
— des Weines 389.
Gärungserreger 379.
Galaktose 316.
Galläpfelgerbsäure 337.
Galle 370. 373.

Gallensteine 370.
Gallisieren 389.
Gallussäure 336. 337.
Galmei 3. 174. 179.
—, edler 170.
Galonit 164.
Galvanoplastik 149.
Galvanostegie 149.
Gas sylvestre 26.
Gasfabrikation 274.
Gebirgsarten 183.
Gediegen 3. Note.
Gefäſse 365.
Gefrierpunkt von Salzlösungen 131.
Gelatine 359.
Gelbguſs 5.
Gelbholz 354.
Gelenkknorpel 364.
Geigenharz 347.
Gemüse, grünes 376.
Generatorgas 71.
Generatorofen 71.
Genuſsmittel 377.
Gerberei 338.
Gerbsäuren 378.
Gerbstoffe 338.
Geröll 33. 192.
Gerstenzucker 317.
Geschiebelehm 190.
Geschiebesand 191.
Gesetz, Gay-Lussacsches 93.
— der konstanten Verhältnisse 73.
— Mariottesches 94.
— der vielfachen Verhältnisse 68.
Gesteine 183.
—, einfache 151. 183.
—, gemengte 151. 183.
—, klastische 189.
Gewicht, absolutes, Berechnung aus dem Volum 89.
—, spezifisches 1.
— —, Berechnung aus dem Atom- oder Molekulargewicht 89.
Gewürze 377.
Gips 19. 166. 207.
—, dichter 167. 194. 207.
—, erdiger 167. 207.
—, gebrannter 207.
Gipsalabaster 167.
Gipsen des Weines 389.
Glanz 1.
Glanze 27.
Glanzeisenerz 162.
Glas 227.
Glas, Ätzen 51.
Glasfabrikation 227.
Glasfarben 230.
Glaskopf, brauner 163.
—, roter 163.
Glasur 223.
Glaubersalz 18. 166. 207.
Glimmer 177.
Glimmerschiefer 184.
Globuline 359.
Glockengut 5.
Glucose 316.
Glucosespaltende Fermente 388.
Gluten 359.
Glutin 359.
Glycerin 294. 297.
Glyceryl 297.
Glyko- s. auch Gluco-.
Glykocholsäure 370.
Glykogen 321.
Glykokoll 315.
Glykol 294.
Glykose s. Glucose 316.
Glykoside 344.
Gneis 184. 198.
Gold 4.
—, gediegen 157.
Goldchlorid 47.
Goldscheidung durch die Quart 239.
Gradierwerke 205.
Granat 178.
—, edler 178.
—, gemeiner 178.
—, weiſser 178.
Granatfels 185.
Granit 186. 187. 197.
Granulit 184.
Graphit 23. 156. 195.
Graupen 376.
Grauspieſsglaserz 32. 41. 164.
Grauwacke 190. 198.
Grauwackenschiefer 191.
Greenockit 4. 40. 166.
Griffelschiefer 184.
Grossular 178.
Grünbleierz 3. 172.
Grünspan 302.
Grus 190.
Guajakharz 348.
Guajakol 333.
Guano 217.
Gummi arabicum 321.
— elasticum 349.
Gummigutt 349.
Gummiharze 349.
Gummilack 348.
Guſs, schmiedbarer 60.
Guſseisen 3. 58.
Guſsglas 230.
Guſsstahl 3. 60.
Guttapercha 349.

Haargefäſse 366.
Haematoxylin 353.
Hämogoblin 369.
Härte 1.
Härtegrad des Wassers 326.
Halbsilber 5. Note.
Halogene 51.
Haloide 42. 51.
Haloidsäuren 51. 111. 112.
Haloidsalze 49. 51.
Hamatit 163.
Hammelfleisch 376.
Hammeltalg 323.
Hanföl 323.
Harn 370.
Harnblase 370.
Harnleiter 370.
Harnstoff 314.
Hartglas 231.
Hartgummi 349.
Hartharze 347.
Harze 346.
Harzessenz 347.
Harzgas 347.
Haut 365.
Hauyn 177.
Hecht 376.
Hefe 388.
Hefepilz 383.
Heizung 278.
Hektographenmasse 297.
Helianthin 357.
Heliochrysin 356.
Heliographie 232.
Heliotrop 33. 160. 357.
Hepton 289. 292.
Heptyl 295.
Heptylalkohol 294.
Heptylon 289. 292.
Herbivoren 371.
Hering 376.
Herz 367.
Hessischgelb 357.
Hessonit 178.
Hexan 289. 292.
Hexosen 316.
Hexoylen 293.
Hexyl 295.
Hexylalkohol 294.
Hexylen 289. 292.
Hirschhornsalz 213.

Hirse 376.
Hochofenprozefs 58.
Höhlensalpeter 215.
Höllenstein 217.
Hövelit 166.
HOFMANNsche Tropfen 305.
Hofmannsviolett 355.
Hohlglas 230.
Hohlspat 175.
Holzessig 295. 392.
Holzfaser 318.
Hopfen 390.
Hornstoff 359
Holzgeist 294. 295.
Holzkohle 22.
Holzstein 160.
Homobrenzkatechin 332. 334.
Homologie 287.
Hornblende 174.
Hornblendeschiefer 185.
Hornfels 185. 193.
Hornsilber 45.
Hornstein 160.
Hühnereiweifs 359.
Hühnerfleisch 376.
Hülsenfrüchte 377.
Hüttenkunde 58.
Hunyadi-Jánosquelle 208.
Hutzucker 317. 318.
Hyacinth 162.
Hydrargyrum 4.
— chloratum 45.
— sulfuratum 39.
Hydrate, basische 100.
Hydrazobenzol 340.
Hydrochinon 332. 333.
Hydrogenium 7.
— sulfuratum 41.
Hydrophloron 332.
Hydrosäuren 51. 111.
Hydrotoluchinon 332.
Hydroxyde 100.
Hydrüre 258.
Hypersthen 174.
Hypnoticum 311.
Hypnotisch 350.

Immunisierende Substanzen 387.
Indigo 353.
Indigoblau, künstliches 357.
Indigotin 353.
Indol 342.
Infusorienerde 161. 195.
Ingwer 377.
Inkrustationen 214.
Isomerie 287.
Isomorphismus 129.
Iridium 5.

Japankampfer 346.
Jaspis 33. 160.
Jaspopal 161.
Jod 50.
Jodide 50.
Jodgrün 355.
Jodoform 311.
Jodtinktur 50.
Jodum 50.
Jodwasser 50.
Jodwasserstoff 50.
Judenpech 348.
Jungvulkanische Gesteine 186.

Kadaveralkaloide 351.
Kadmium 4.
Kadmiumchlorid 47.
Kadmiumoxyd 34.
Kadmiumsulfid 40.
Kälteschiffe 393.
Kämme 389.
Käse 371. 376.
Käsestoff 359.
Kaffee 378.
Kaffeegerbstoff 338.
Kaffeïn 351. 378.
Kaïnit 18. 168. 203.
Kalbfleisch 376.
Kali 19.
Kalifeldspat 175.
Kaliglimmer 177.
Kalisalpeter 171. 215.
Kaliseife 325.
Kalium 18.
— chloratum 47.
— sulfuratum 40.
— aluminiumsulfat 208.
Kaliumchlorid 47. 206.
Kaliumchromalaun 208.
Kaliumchromat 232.
Kaliumdichromat 232.
Kaliumferrocyanid 260. 259.
Kaliumhydrat 102.
—, Darstellung 138.
Kaliumkarbonat 209.
Kalk 20.
—, Zersetzung durch Chlor 81.
Kalkalabaster 169. 214.
Kalkerde 20.
Kalkfeldspat 176.
Kalkgrauwacke 190.
Kalklicht 14.
Kalknatronfeldspat 176.
Kalksalpeter 171. 215.
Kalksinter 169. 214.
Kalkspat 169. 214.
Kalkstein 19. 169. 185. 214.
—, dichter 193.
—, dolomitischer 193.
—, oolitischer 169.
—, thoniger 193.
—, zoogener 195.
Kalktuff 169. 214.
Kalmusöl 345.
Kalomel 45.
Kammkies 164.
Kampecheholz 353.
Kampferarten 346.
Kampferspiritus 346.
Kanadabalsam 347.
Kandiszucker 317.
Kaneelstein 178.
Kanonengut 5.
Kaolin 178. 221.
Kaolinthee 192.
Kaprubin 178.
Kapselthon 192.
Kapillaren 366.
Karamel 317.
Karbolsäure 333.
Karbolsäure als Antiseptikum 394.
Karlsbader Wasser 207.
Karmin 353.
Karminsäure 353.
Karneol 33. 160.
Karpfen 376.
Kartoffeln 376.
Kartoffelstärke 320.
Kartoffelzucker 316.
Kaseïn 359. 372.
Katechugerbstoff 338.
Katzenauge 33. 159.
Kautschuk 349.
Kehlkopfknorpel 364.
Kelp 211.
Keltern des Weines 389.
Keramik 220.
Keratin 359.
Kern 331.
Kies 33. 190.
Kiese 27.
Kiesel 22. 33.
Kieselguhr 33. 161. 195.
Kieselkupfer 179.
Kiesesmalachit 179.
Kieselsäure 33.
—, kolloidale 141.
Kieselsäureanhydrid 105.
Kieselsäurehydrate 110.

Kieselsäuremineralien, Entstehung 141.
Kieselschiefer 160. 191.
Kieselsinter 161.
Kieselwismut 4. 179.
Kieselzinkerz 174. 179.
Kieserit 168 203. 208.
Kirschgummi 321.
Kirschwasser 391.
Klastische Gesteine 189.
Kleber 359. 372.
Kleesäure 303.
Kleinsilber 5. Note.
Klischees, Herstellung 149.
Knallgas 13.
Knallpulver 242.
Knobloch 377.
Knochen 364.
Knochenasche 218.
Knochenfett 218. 323.
Knochenkohle 22.
Knochenleim 359. 364.
Knochenmehl 218.
—, entleimtes 218.
—, präzipitiertes 218.
Knorpel 364.
Knorpelleim 359. 365.
Kobaltblüte 172.
Kobaltchlorür 47.
Kobaltglanz 165.
Kobaltultramarin 231.
Kochsalz 201. 206. 378.
Königswasser 240.
Körnerlack 348.
Kohle, plastische 23.
Kohlehydrate 315.
Kohlenblende 179.
Kohlendioxyd 105.
Kohlendunst 22. 71.
Kohleneisenstein 170. 194.
Kohlengesteine 195.
Kohlenmeiler 22.
Kohlenoxyd 71.
— aus Oxalsäure 303.
Kohlensäure 24. 26.
Kohlensäureanhydrid 105.
Kohlensäurehydrat 110.
Kohlenstoff 21. 22.
—, Hydrüre 270.
Kohlenwasserstoff, leichter 270.
—, schwerer 271.
Kohlenwasserstoffe 289.
—, aromatische, Struktur 329.
—, Struktur 292.
Kokken 382.
Kokosöl 323.
Koks 22.
Kollodium 319.
Kolophonium 347.
Kondensation 14.
Konglomerat 190.
Konkretionen 214.
Konstante Verhältnisse 67.
Konversionssalpeter 216.
Konverter 62.
Kopal 348.
Kopallack 348.
Kopfsalat 376.
Korallen 195.
Kornbranntwein 391.
Korund 162.
Krapp 352
Krauseminzöl 345.
Kreatin 365.
Kreide 169. 195.
Kreislauf des Blutes 368.
— des Stoffes 379.
Kreosol 334.
Kreosot 333. 334. 392.
Kresol 332. 333.
Krokydolith 174.
Krone 181.
Kryptidin 343.
Kryptokrystallinisch 151.
Krystallglas 230.
Krystallographie 152.
Krystallponceau 357.
Krystallwasser 129.
Kümmel 377.
Kümmelöl 345.
Kuhbutter 323.
Kuhmilch 371.
Kunststeine 226.
Kupfer 4. 6.
—, gediegen 157.
Kupferacetat 301.
Kupferchlorid 44. 47.
Kupferchlorür 44. 47.
Kupferglanz 4. 38. 165.
Kupfergrün 179.
Kupferkies 4. 38. 165.
Kupferlasur 4. 170.
Kupfernickel 4. 165.
Kupferoxyd 34.
Kupfersulfat 209.
Kupfersulfür 38.
Kupfervitriol 168. 209.

Labdrüsen 370.
Labradorit 176.
Lachs 376.
Lacke 296.
Lackmus 353.
Lävulose 316.
Laktose 316.
Lapilli 189.
Lapis infernalis 207.
— Lazuli 177. 232.
Lasurstein 177. 232.
Laterit 191.
Latten 192.
— sandiger 191.
Laucin 315.
Laugwerke 206.
Laurineenkampfer 346.
Lavendelöl 345.
Lebensluft 11.
Leber 368.
Leberkies 164.
Leblanc-Soda 211.
Legierungen 5.
Legumin 359. 372.
Lehm 179. 191. 221.
Leimfabrikation 218.
Leimgebende Gewebe 359.
— Substanzen 372.
Leinöl 323
Leinölfirnis 326.
Leinsamenschleim 321.
Leiokom 321.
Leucit 176.
Liepidin 343.
Liepidolith 177.
Lichtdruck 232.
Lichtgrün 355.
Ligroin 290.
Likör 390.
Linsen 376.
Liparit 187.
Lipowitzsche Legierung 5.
Liquor Ammonii caustici 121.
Lithionglimmer 177.
Löfs 191.
Löfskindel 214.
Löslichkeit der Salze 128.
Löfsmännchen 214.
Lösungen, gesättigte 128.
—, übersättigte 129.
Lösungsvermögen 14.
Lorbeer 377.
Luft, atmosphärische 12.
—, freie 26.
Luppe 59.
Lutidin 342.
Luteolin 354.
Lydit 160.
Lymphe 369.
Lymphgefäfse 36[illegible].

Magen 367. 372.
Magensaft 370. 372.
Magenschleim 370.
Magnesia 20. 34.

Magnesiaglimmer 178.
Magnesiasalpeter 171. 215.
Magnesit 20. 170.
Magnesium 18. 20.
— chloratum 45.
— sulfuratum 39.
Magnesiumbrand, Verbrennen 9.
Magnesiumchlorid 45. 47.
Magnesiumoxyd 34.
Magnesiumsulfat 208.
Magnesiumsulfid 39.
Magneteisenerz 4. 172.
Magneteisenstein 185.
Magnetit 172.
Maische 391.
Maischen 390.
Maismehl 376.
Majolika 222.
Majoran 377.
Makrokrystallinisch 151.
Malachit 4. 171.
Malachitgrün 355.
Maltose 318.
Malz 390.
Malzextrakt 390.
Manchestergelb 356.
Mandarinengelb 355.
Mandelemulsion 323.
Mandelöl 323.
Manganchlorür 47.
Mangandioxyd 253.
Manganoborat 219.
Manganosulfat 209.
Manganspat 170.
Mangansuperoxyd 253.
Manganvitriol 209.
Mannheimer Gold 5.
Mannit 294.
Marienglas 167. 207.
Markasit 39. 161.
Marmor 19. 169. 193. 214.
Martiusgelb 356.
Massengesteine 185.
Massikot 164.
Mastdarm 367.
Mauveïn 354.
Mehl 392.
Meeressand 192.
Meersalz 166. 201. 204.
Meerschaum 20. 173.
Meerwasser 14.
Melan 289.
Melanit 178.
Melaphyr 187.
Melasse 317.
Melissinsäure 299.
Mennige 3. 164.
Menthakampfer 346.
Menthol 346.
Mercurius 4.
— sublimatus corrosivus 45.
Mergel 193.
Mesitylen 328.
Mesitylensäure 336.
Mesitylol 332.
Messing 5.
Metakieselsäure 110.
Metakresol 333.
Metalle, schwere 1.
—, Verhalten zu Säuren 118.
—, Verhalten gegen Salpetersäure 238.
Metallglanz 1.
Metallhydrate, Darstellung und Eigenschaften 102.
Metalloide 21.
Metallurgie 58.
— galvanische 149
Metallverkalkung 16.
Metaphosphorsäure 109.
Metastellung 330.
Metaxylol 328. 331.
Meteoreisen 4. 157.
Methan 270. 289. 292.
Methyl 295.
Methyläthylamylamin 313.
Methylalkohol 294. 295.
Methylamin 312.
Methylanthracen 328.
Methylbenzol 328.
Methylfurfuran 341.
Methylgrün 355.
Methylindol 342.
Methylnaphtalin 327. 328.
Methylphenol 332.
Methylpyrogallol 332.
Methylpyrrol 342.
Methylpyrrolkarbonsäure 342.
Methylthiophen 341.
Methyltriäthylammoniumhydroxyd 313.
Methylteiphenylmethan 329.
Methylviolett 355.
Mikroben 381.
Mikroklin 176.
Mikrokokken 382.
Mikrokrystallinisch 151.
Mikroorganismen 381.
Milch 371. 376.
Milchglas 230.
Milchopal 161.
Milchquarz 159.
Milchsäure 302.
Milchsäuregärung 380.
Milchsaft 366. 369.
Milchzucker 318.
Mimatasit 172.
Mineralien 151.
—, Zahl u. Klassifikation 155.
Mineralwässer 14.
Mirbanöl 338.
Mispickel 164.
Mörtel, hydraulischer 231.
Mohnöl 323.
Mokkastein 161.
Moleküle 69.
Molekulargewichte 69.
Molekularvolum 69.
Molken 318. 371.
Monosaccharide 316.
Moosachat 161.
Mordants 352.
Morin 354.
Moringerbstoff 338.
Morinsäure 354.
Morion 159.
Moroxit 171.
Morphin 350.
Most 389.
Mucin 359. 369.
Mugliger Schnitt 183.
Multiple Proportionen 70.
Mund 367. 372.
Muscheln 195.
Muschliger Schnitt 183.
Muscovit 177.
Muskatnuſs 377.
Muskelfibrin 359.
Muskeln 365.
Mutterlauge 128.
Mydriatisch 351.
Myosin 359. 372.
Myricylalkohol 294.
Myrosin 359.
Myronsäure 344.

Nährstoffe 14. 372.
Nagelflue 190.
Nahrungsmittel 376.
—, Konservierung 393.
Naphta 290.
Naphtalin 327. 328.
Naphtol 334.
Narceïn 351.
Narkotin 351.
Narkotisch 350.
Natrium 18.
— chloratum 46. 47.
— sulfuratum 40.
Natriumacetat 301.
Natriumchlorid 46. 47. 201.

Natriumdikarbonat 214.
Natriumeisenalaun 208.
Natriumhydrat 102.
—, Darstellung 138.
Natriumkarbonat 211.
Natriumsulfat 207.
Natrocalcit 18. 169.
Natron 19.
Natronfeldspat 176.
Natronglimmer 177.
Natronsalpeter 171. 215.
Natronseife 325.
Nelken 377.
Nelkenöl 345.
Nephelin 176.
Neroliöl 345.
Nerven 366.
NEWTONsches Metall 5.
Nicholsonblau 355.
Nichtmetalle 21.
Nickel 4.
Nickelchlorür 47.
Nickelglanz 4.
Nickelkies 4. 165.
Nickeloxyd 34.
Nicolum 4.
Nieren 370.
Nikotin 350.
Nitrifikation 215.
Nitrobenzol 338. 340.
Nitrocellulose 319.
Nitroderivate 338.
Nitrogenium 11.
Nitroglycerin 297.
Nitroschwefelsäure 243.
Nitrotoluol 338.
Nomenklatur der bimären Verbindungen 73. 74. 75.
—, der Salze 123.
Nonan 289.
Nonosen 316.
Nonylen 289.
Normaconinsäure 336.
Nufsöl 323.

Obergärung 391.
Oberhefe 391.
Obst 376.
Obstwein 389.
Ölbildendes Gas 271.
Öle, ätherische 344.
—, fette 322. 323.
—, trocknende 323.
—, nicht trocknende 323.
Ölsäure 302.
Önanthaldehyd 311.
Önanthol 311.
Önanthsäure 299.
Önanthsäureäthylester 309.
Önanthyl 300.
Önocyanin 389.
Ofener Wasser 208.
Ofenkacheln 222.
Ohrknorpel 364.
Oktan 289. 292.
Oktosen 316.
Oktyl 295.
Oktylalkohol 294.
Oktylen 289. 292.
Oleïnsäure 302.
Olfaktorium 213.
Olibanum 349.
Oligoklas 176.
Olivenöl 323.
Olivin 174.
Omnivoren 372.
Onyx 33. 160.
Opal 33. 161.
Operment 40. 164.
Opium 350.
Opodeldok 346.
Orangenblütenöl 345.
Orcin 332. 334.
β-Orcin 332.
Oreïd 5.
Organe der Verdauung 372.
Organeiweifs 375.
Organfett 275.
Organische Chemie 284.
— Verbindungen 284.
Orlean 354.
Orseille 353.
Orsellin 357.
Orthokieselsäure 110. 141.
Orthoklas 175.
Orthokresol 333.
Orthoklasporphyr, quarzfreier 187.
Orthophosphorsäure 109.
Orthostellung 330.
Orthoxylol 328. 331.
Osmium 5.
Osseïn 359.
Osteolith 172.
Oxalsäure 303.
Oxamid 313.
Oxaminsäure 313.
Oxycuminsäure 336.
Oxydation 15.
Oxyde 15.
—, Formeln 74. 75.
—, Natur 34.
—, Umwandlung in Chloride durch Chlor 81.
Oxyde, Umwandlung durch Chlorwasserstoff 84.
—, — in Sulfide durch Schwefel 82.
—, — durch Schwefelwasserstoff 85.
Oxydierbar 15.
Oxygenium 10.
Oxyhämogoblin 369.
Oxymesitylensäure 336.
Oxynaphtalin 334.
Oxypropionsäure 303.
Oxysäuren 111. 112. 303.
Oxythiophen 342.
Oxythiotolen 342.
Oxytoluylsäure 336.
Ozokerit 179.
Ozon 256.

Palladium 5.
Palmitin 322.
Palmitinsäure 299. 302.
Palmöl 323.
Pankreas 373.
Pankreasflüssigkeit 370.
Pankreatin 370.
Papaverin 351.
Papierbleiche 250.
Paraffin 289. 291.
Paraffinöl 291.
Paragonit 177.
Parakresol 333.
Parasiten 381.
Parastellung 330.
Paraxylol 328. 331.
Pavillon 181.
Parvolin 343.
Pasteurisieren des Bieres 391.
— des Weines 389.
Pegmatolit 176.
Pelargonsäure 299.
Pelargonyl 300.
Pentamethylen 293.
Pentan 289. 292.
Pentosen 316.
Pepsin 359. 370.
Pepsinverdauung 372.
Peptonbildende Fermente 388.
Peptongärung 392.
Peptonisieren der Eiweifskörper 372.
Pergamentpapier 319.
Periodisches System der Elemente 280.
Permanentweifs 208. 215.
Persio 353.

Perubalsam 347.
Perusilber 5.
Petersilie 377.
Petiotisieren 389.
Petrefakten 33. 214.
Petroleum 179. 290.
Petroleumäther 290.
Petroleumbenzin 290.
Pfeffer 377.
Pfefferminzöl 345.
Pfeifenthon 221.
Pflanze, Wachstum 362.
Pflanzenalbumin 359.
Pflanzenfibrin 359.
Pflanzenkörper, Bestandteile 360.
Pflanzenschleim 321.
Pflaster 326.
Pfortader 368.
Phanerokrystallinisch 151.
Phenantheron 327. 328. 330.
Phenol 332. 333.
Phenole 332.
Phenolfarbstoffe 355.
Phenolnatrium 337.
Phenolphtaleïn 356.
Phenyl 330.
Phenylangelikasäure 336.
Phenylbraun 356.
Phenylcrotonsäure 336.
Phenylenbraun 357.
Phlogistische Theorie 17.
Phloroglucin 332.
Phloretin 344.
Phloridzin 344.
Phoenicienne 356.
Phonolith 187. 188.
Phosphin 355.
Phosphor 22. 29.
—, Darstellung 218.
—, langsame Verbrennung 12.
Phosphorbronze 5.
Phosphorit 171. 194. 218.
Phosphorpentoxyd 105.
Phosphorsäure 30.
Phosphorsäureanhydrid 105.
Phosphorsäurehydrate 109.
Phosphorus 29.
Phosphorwasserstoff 268.
Photogen 291.
Photographie 150.
Phtaleïne 337. 356.
Phtalsäure 337.
Phyllit 184.
Picolin 343.
Pikrinsäure 338. 356.
Pilze 381.
Piperidin 350.
Piperin 351.
Pistole, elektrische 13.
Plagioklase 176.
Plasma 160. 369.
Plastizität 220.
Platin 5. 6.
—, gediegen 158.
Platina 5.
Platinchlorid 47.
Plumbate 138.
Plumbum 3.
— chloratum 45.
— sulfuratum 38.
Plutonische Gesteine 186.
Pökelfleisch 393.
Polierschiefer 33. 192. 195.
Polychroit 354.
Polyhalit 18. 203.
Polykieselsäure 111.
Polymethylenverbindungen 293.
Poncean 357.
Porphyr, quarzfreier 187. 188.
Porphyrit 187.
Porphyrtuffe 190.
Porter 390.
Portlandcement 231.
Porzellan 222.
—, verglühtes 223.
Porzellanerde 179. 221.
Porzellanfabrikation 223.
Porzellanthon 178 221.
Pottasche 209.
Prasem 159.
Prasopal 161.
Prefsglas 230.
Probierstein 160.
Propalanin 315.
Propan 289. 292.
Propionaldehyd 311.
Propionamid 314.
Propionsäure 299.
Propionyl 300.
Propyl 295.
Propylalkohol 294.
Propylamin 312.
Propylbenzol 331.
Propylon 289. 292.
Propylpyrogallol 332.
Pseudomorphosen 160.
Ptomaïne 351.
Ptyalin 359. 369.
Puddelstahl 60.
Puddlingsprozefs 59.
Püllnaer Bitterwasser 208.
Purpurin 352.
Puzzolane 231.
Pyridin 342. 343. 350.
Pyrit 164.
Pyrite 27.
Pyrogallol 332. 334.
Pyrogallussäure 334.
Pyrolusit 163.
Pyromorphit 172.
Pyrop 178.
Pyrophosphorsäure 109.
Pyroschwefelsäure 108. 133.
Pyroxen 174.
Pyroxenfels 185.
Pyroxylin 319.
Pyrrol 342.
Pyrrolkarbonsäure 342.

Quadrateisen 59.
Quarz 33. 158.
—, gemeiner 159.
Quarzbiotitfels 190. 198.
Quarzfels 185.
Quarzglimmerfels 198.
Quarzit 191.
Quarzitisches Konglomerat 190.
Quarzitschiefer 185.
Quarzporphyr 187. 188. 197.
Quecksilber 4.
—, gediegen 157.
Quecksilberchlorid 45. 47.
—, als Antiseptikum 394.
Quecksilberchlorür 45. 47.
Quecksilberoxyd 34.
Quecksilbersulfid 39.
Quellwasser 14.
Quercit 294.
Quercitrin 354.
Quercitron 354.
Querfacetten 181.

Radikal 76. 235. 286.
Radikale der Fettalkohole 295.
Räucherkerzchen 348.
Räuchern von Fleischwaren 394.
Räucherpapier 348.
Raffinerie 318.
Rakoczyquelle 208.
Raseneisenerz 163. 194.
Raseneisenstein 4.
Rauchquarz 159.
Rauchtopas 33. 159.
Reagenzien 36.
Reaktion 36.
Reaktionen auf nassem Wege 135.
Realgar 30 40. 164.

Reduktion durch Elektrizität 65.
— durch Kalium oder Natrium 56.
— durch Kohlensäure 57.
— durch Kohlenstoff 55.
— in der organischen Natur 64.
— durch Wärme 53.
— durch Wasserstoff 53.
Reduktionen 52.
—, partielle 233.
Reduktionsprozesse im Grofsen 58.
—, kulturgeschichtliche Bedeutung 63.
Regenerativöfen 71.
Reis 376.
Reifsblei 23.
Reisstärke 320.
Resorcinphtaleïn 356.
Resorption der Nahrungsstoffe 373. 374.
Reste 286.
Rhodanwasserstoff 260.
Rhodium 5.
Ricinusöl 323.
Rindfleisch 376.
Rindstalg 323. 376.
RINMANN's Grün 231.
Rippenknorpel 364.
Roccellin 357.
Rösten von Sulfiden 83.
Röstgummi 321.
Rogenstein 169. 214.
Roggenbrot 376.
Roggenmehl 376.
Roggenstärke 320.
Roheisen 3. 58.
Rohen 371.
Rohrzucker 316.
Romancement 231.
Rosanilin 355.
Roseïn 355.
Rosenöl 345.
Rosenquarz 159.
ROSEsches Metall 5.
Rosette 181.
Rosmarinöl 345.
Rosolsäure 356.
Rotbleierz 3. 168.
Roteisenerz 4. 163.
Roteisenstein 185.
Rotgiltigerz 4.
Rotgiltigerze 165.
Rotgufs 5.
Rotholz 352.
Rotkupfererz 4. 163.
Rotnickelkies 4. 165.
Ruberythrinsäure 344.
Rubin 162.
Rubinglas 230.
Rübensprit 391.
Rübenzuckerfabrikation 317.
Rüböl 323.
Rumessenz 309.
Rundeisen 59.
Rundiste 181.
Ruthenium 5.

Saccharose 316.
Säuerlinge 25.
Säureamide 313.
Säureanhydride 104.
Säurebildner 10. Note.
Säureerzeuger 10. Note.
Säurehydrate 104.
Säuren 34. 298.
—, aromatische 335.
Säureradikale 300.
Säurerest 300.
Safflor 353.
Safflorgelb 353.
Safflorrot 353.
Safran 354.
Sago 321.
Sahne 371.
Sal sedativum 33.
Salbei 377.
Salicin 344.
Salicor 211.
Salicylsäure 336.
Saligenin 344.
Salmiak 166.
Salmiakgeist 121.
Salpeter 171. 194. 215.
—, raffinierter 216.
Salpeterbildner 11. Note.
Salpetererzeuger 11. Note.
Salpeterferment 215.
Salpetermehl 216.
Salpeterplantagen 215.
Salpetersäure 108.
—, Nachweis 240.
—, rote rauchende 109.
Salpetersäureanhydrid 105.
Salpetrige Säure 236.
—, Nachweis 240.
Salpetrigsäurehydrat 108.
Salzbildner 51.
Salze 100. 113.
—, allgemeine Eigenschaften 128.
—, Darstellung aus Basen und Säuren 113.
Salze, Darstellung aus Säuren und Metallen 117.
—, Nomenklatur 123.
—, die wichtigsten 201.
—, — durch Basen 135.
—, — durch Elektrizität 148.
—, — durch Hitze 132.
—, — durch Licht 150.
—, — durch Metalle 146.
—, — durch Säuren 319.
—, — durch Salze 145.
Salzgärten 204.
Salzsäure 48. 49.
—, Fabrikation 143.
—, quantitative Zusammensetzung 65.
Salzsäuregas 47.
Salzsolen 205.
Sambrerit 172.
Sand 33. 191.
Sandarach 348.
Sanidin 176.
Sandstein 191.
Sandalin 352.
Sandalsäure 352.
Santelholz 352.
Saphir 162.
Saphirquarz 159.
Saprophyten 381.
Sardonyx 160.
Sarkin 365.
Sassolin 33. 158.
Sauerstoff 10.
—, Entdeckung 10.
Schalstein 189.
Schaumgips 167. 207.
Schaumweine 390.
Scheibenglas 230.
Scheidewasser 239.
Schellack 348.
Schiefer, lithographischer 169. 193. 214.
Schiefergesteine, krystallinische 183.
Schieferletten 192.
Schieferthon 192.
Schiene 59.
Schiefsbaumwolle 319.
Schiefspulver 241.
Schimmelpilze 382.
Schizomyzeten 382.
Schlacken 58.
Schlagader 368.
Schleifglas 230.
Schleimhäute 365.
Schleimstoff 359. 369.
Schlempe 391.

Schlempekohlepottasche 210.
Schliffformen 180.
Schmarotzer 381.
Schmelzbarkeit 1.
Schmelztiegel 222.
Schmiedeeisen 358.
Schmieröl 347.
Schmierseife 325.
Schnellessigfabrikation 392.
Schnellflufs, BEAUMÉ'scher 241.
Schnellräuchern 392.
Schnelllot 5.
Schnitt, gemischter 182.
—, mugliger oder muschliger 183.
— mit verlängerten Brillantfacetten 182.
Schönheitsmilch 348.
Schönit 203.
Schörl 178.
Schusterpech 347.
Schwarzbrot 392.
Schwarzerde 191.
Schwefel 22. 26.
—, gediegen 156.
Schwefeläther 304.
Schwefelantimon 41.
Schwefelarsen 40.
Schwefelblei 38.
Schwefeldioxyd 104.
—, Darstellung 234.
Schwefeleisen 38.
Schwefelkadmium 40.
Schwefelkalium 40.
Schwefelkies 4. 164.
Schwefelkohlenstoff 41.
Schwefelkupfer 38.
Schwefelmagnesium 39.
Schwefelnatrium 40.
Schwefelquecksilber 39.
Schwefelsäure 105.
—, rauchende 108. 133.
Schwefelsäureäthylester 306.
Schwefelsäureanhydrid 104.
Schwefelsäurehydrat 105.
—, Reduktion 234.
Schwefelsilber 40.
Schwefeltrioxyd 104.
Schwefelwasserstoff 41. 260.
Schwefelwasserstoffwasser 41.
Schwefelzink 39.
Schwefelzinn 38.
Schweflige Säure 28.
Schwefligsäureanhydrid 104.
Schwefligsäurehydrat 108.
Schweinefleisch 376.
Schweineschmalz 323. 376.
Schweinfurter Grün 302.
Schweifs 323. 371.
Schweifsbarkeit 1. 2.
Schweifsdrüsen 365.
Schweifseisen 3. 58.
Schweifsstahl 3.
Schwellung 14.
Schwemmland 201.
Schwerspat 19. 167. 207.
Sedativsalz 33.
Sedimentgesteine 189.
Seesalz 201. 204.
Sehnen 365.
Seidenleim 359.
Seidschützer Bitterwasser 208.
Seife, Darstellung 324.
Seifen 191.
Seifenleim 325.
Seitenketten 331.
Senarmontit 32. 158.
Senf 377.
Senföl 344. 345.
Sericin 359.
Serpentin 20. 173.
Serpentinfels 185.
Serum 369.
Serumalbumin 359.
Sesamöl 323.
Siccativ 219.
Siedepunkt von Salzlösungen 131.
Sikkativ 326.
Silber 4.
—, gediegen 157.
Silberblende 40.
Silberchlorid 45. 47.
Silberglanz 4. 40. 165.
Silbersalpeter 217.
Silbersulfid 40.
Silicium 33.
Siliciumcarbid 63.
Siliciumdioxyd 105.
Silikate 219.
Silikatgesteine, Verwitterung 199.
Similidiamanten 230.
Sinkwerke 206.
Skatol 342.
Smalte 231.
Smaragd 175.
Smirgel 162.
Soda 18. 168. 211.
Sodaasche 211.
Sodaseife 325.
Solaröl 291.
Solsalz 201. 205.
Solvaysoda 212.
Sombrerit 195.
Sonnengelb 356.
Spaltpilze 382.
Spaltung durch Elektrizität 65.
Spargelstein 171.
Spateisenstein 4. 170. 194.
Spatsand 191.
Speckstein 20. 173.
Speichel 369. 372.
Speisebrei 373.
Speiseröhre 367.
Speiskobalt 165.
Sphärosiderit 170. 194.
Spiegelmetall 5.
Spinell 172.
Spirillen 382.
Spirituosen 378.
Spiritus fumans Libavii 45.
— sylvestris 26.
Spiritusfabrikation 391.
Spirochäten 382.
Sporenbildung 384.
Sprenggelatine 298.
Sprengöl 298.
Sprofspilze 382.
Sprudelstein 170. 214.
Stabeisen 3.
Stärke 319.
—, tierische 321.
Stärkefabrikation 320.
Stärkegummi 321.
Stärkemehl 319. 376.
— Umwandlung in Traubenzucker 321.
Stärkezucker 312. 316.
Staffelit 172.
Stahl 3. 6. 60.
Stalaktiten 169.
Stalagmiten 169.
Stannate 138.
Stanniol 3.
Stannite 138.
Stannum 3.
— chloratum 44.
— sulfuratum 38.
Staphylokokken 382.
Stafsfurter Salzlager 202.
Statuenbronze 5.
Status nascens oder nascendi 86.
Stearin 322.
Stearinsäure 299. 302.
Steatit 173.
Steingut 222.
Steingitt 226.
Steinkohle 179. 195. 196.

Steinkohlengas 273.
Steinkohlenteeröl 329.
Steinöl 290.
Steinsalz 18. 166. 194. 201.
Steinzeug 222.
Stocklack 348.
Stoffwechsel 375.
Stoffwechselprodukte 387.
Steppensalz 166. 201. 206.
Sternfacetten 181.
Stereochromie 226.
Stibium 31.
— sulfuratum 41.
Stiblith 158.
Stickoxyd 237. 242.
Stickoxydul 242.
Stickstoff 11.
Stickstoffpentoxyd 105.
Stickstoffdioxyd 236.
Stinkkalk 193.
Stippfeuerzeuge 247.
Stöchiometrie 86.
Strahlkies 164.
Strahlsteinfels 185.
Strafs 230.
Streptokokken 382.
Strontian 20.
Strontianit 20. 170.
Strontium 18. 20.
Strontiumchlorid 47.
Strontiumhydrat 103.
Strychnin 351.
Stuckaturarbeiten 207.
Stuckmarmor 207.
Sublimat 45.
Substitution 82.
— im Kern 331.
— in der Seitenkette 331.
Sulfcyanwasserstoff 260.
Sulfide 38.
— Formeln 74. 75.
— Natur 41.
— Umwandlung in Oxyde durch Sauerstoff 83.
Sulfur 26.
Sumpfgas 270.
Syenit 187. 188.
Sylvin 18. 166.
Synthese 35.

Tachhydrit 203.
Tafel 181.
Tafelessig 392.
Tafelstein 182.
Tafelglas 230.
Talgarten 323.
Talk 20. 173.
Talkerde 20.
Talkschiefer 184.
Talmigold 5.
Tannin 337.
Tapioca 321.
Tartarus 304.
Taurocholsäure 370.
Teerfarbstoffe 352. 354.
Teerindustrie 329.
T-eisen 59.
Terpene 344.
Terpentin 347.
—, gekochter 347.
Terpentinöl 345.
Terracotta 222.
Tetracalciumphosphat 219.
Teträthylammoniumhydroxyd 313.
Teträthylammoniumjodid 313.
Tetramethylen 293.
Tetrazofarbstoffe 357.
Tetrosen 316.
Teufelsdreck 349.
Thebaïn 351.
Thea 378.
Theïn 351. 378.
Thénard's Blau 231.
Theobromin 351.
Thiophen 341.
Thiophenalkohol 342.
Thiophenkarbonsäure 342.
Thiotolen 341.
Thiotolenkarbonsäure 342.
Thiotoxen 341.
Thomasschlacke 62. 219.
Thon, bituminöser 192.
—, feuerfester 221.
Thone, von primärer Lagerstätte 219.
—, von sekundärer Lagerstätte 220.
Thoneisenstein 4.
—, brauner 163.
—, roter 163.
Thonerde 21. 34.
Thonerdegranat 178.
Thonpfeifen 222.
Thonröhren 222.
Thonschiefer 192.
Thonstein 189.
Thonwaren 220.
Thran 323.
Thymian 377.
Thymianöl 345.
Thymol 332.
Tiegel 222.
Tiegerauge 33. 160.
Tierkörper, Bestandteile 363.
Tierkohle 22.
Tinkal 172.
Tinkturen 296.
Tinte 338.
Titaneisenerz 173.
Töpferthon 179. 192. 221.
Töpferwaren 222.
Toluol 327. 328.
Toluylaldehyd 335.
Toluylsäure 336.
Tombak 5.
Topas 175.
Topfgeschirr 222.
Torf 179. 195.
Torsionsfestigkeit 1.
Toxalbumine 387.
Traganthin 321.
Trachyt 187. 188.
Trafs 231.
Traubenzucker 316.
—, Darstellung 321.
—, Gärung 379.
Treppenschnitt 182.
Trestere 389.
Triäthylamin 312.
Trichloraldehyd 310.
Triglyceride 322.
Trikieselsäure 111.
Trimethylamin 312.
Trimethylanthracen 328.
Trimethylbenzol 331.
Trioxybenzole 332. 334.
Trimethylen 293.
Trinitrophenol 338.
Triose 316.
Trioxyisoxylol 332.
Trioxytoluole 332.
Tripel 33. 161. 195.
Tripelsalze 132.
Triphenylmethan 327. 629. 330. 354.
Trona 18. 169. 211.
Tropäolin 357.
Tropfstein 169. 193. 214.
Trümmerachat 161.
Trümmergesteine 189.
Trypsin 359. 370. 373.
Trypsinverdauung 373.
Tschernosem 191.
Tuberkulin 387.
Türkis 172.
Tuff 189.
Turgeszenz 14.
Turmalin 178.

Übermangansäure 254.
Ultramarin 232.
Umkrystallisieren 129.

Undurchdringlichkeit 1.
Unlöslichkeit der Salze 128.
Unterchlorige Säure 247.
Unterchlorsäure 246.
Untergärung 391.
Unterhefe 391.
Untersalpetersäure 237.
Uranpecherz 172.
Urgneifsformation 183.
Urschieferformation 183.
Urstoffe 36. 37.
Urthonschiefer 184.

Valenz 76.
Valeraldehyd 311.
Valeramid 314.
Valeriansäure 299.
—, Darstellung 309.
Valeriansäureamylester 309.
Valeryl 300.
Valerylen 293.
Vanille 377.
Varec 211.
Vaseline 191.
Venen 368.
Ventilation 12. 25.
Verbindungen 36.
— höherer Ordnung 100.
Verbrennung 11. 15.
Verdauung 372.
Verdauungsorgane 367.
Verkalkung der Metalle 15.
Verseifung der Fette 324.
Versteinerungen 214.
Verwandtschaft, chemische 52.
Verwesung 379. 381.
Verwitterung der Silikatgesteine 199.
Vesuvin 357.
Vielfache Verhältnisse 70.
Viktoriagelb 356.
Viktoriaorange 356.
Vitellin 359.
Vitriolöl, Nordhäuser 108. 133.
Volum, Berechnung aus dem absoluten Gewicht 91.
Vulkanische Gesteine 186.

Wachsopal 161.
Waldasche 210.
Waldgas 26.
Waldgeist 26.
Wasser 12.
—, hartes 214. 326.
—, destilliertes 15.
— der Edelsteine 180.
—, quantitative Zusammensetzung 65.
—, Zersetzung durch Chlor 81.
—, Zusammensetzung 17.
Wasserblau 355.
Wasserblei 23.
Wassergas 72.
Wasserglas 226.
Wasserkies 164.
Wasserstoff 7.
Wasserstoffsäuren 51.
Wasserstoffsuperoxyd 255.
Wasserstoffverbindungen 258.
Wau 354.
Wechselzersetzungen 84.
Weichharze 347.
Wedgewoodgeschirr 222.
Weihrauch 349.
Wein 378. 389.
Weinbereitung 389.
Weinessig 392.
Weingeist 294. 295.
Weinsäure 303.
Weinstein 304.
Weifsbleierz 3. 170.
Weifsbrot 392.
Weifsfeuer, indianisches 242.
Weifsnickelkies 4. 165.
Weifsspiefsglaserz 158.
Weizengebäck 376.
Weizenmehl 376.
Weizenstärke 320.
Wertigkeit 76.
Wetzschiefer 192.
Widmannstätten sche Figuren 157.
Winkeleisen 59.
Wismut 4.
—, gediegen 157.
Wismutblende 4. 179.
Wismutglanz 4. 166.
Wismutoxyd 34.
Witherit 170.
Wolkenachat 161.
Wollschweifspottasche 210.
Würze 390.
Wüstensalz 166. 201. 206.

Xanthin 355. 365.
Xylenol 332.
Xylol 327. 328.

Ylang-Ylangöl 345.

Zellstoff 318.
Zeugbleiche 250.
Ziegel 222.
Ziegelthon 221.
Zimt 377.
Zimtöl 345.
Zimtsäure 336. 337.
Zincum 3.
— chloratum 45.
— sulfuratum 39.
Zink 3. 6.
Zinkate 138.
Zinkblende 3. 39. 165.
Zinkblüte 3. 170.
Zinkchlorid 45. 47.
Zinkoxyd 34.
Zinkspat 170.
Zinkspinell 172.
Zinksulfat 209.
Zinksulfid 39.
Zinkvitriol 3. 168. 209.
Zinkweifs 215.
Zinn 3. 6.
Zinnchlorid 44. 47.
Zinnfolie 3.
Zinnkies 3. 38. 166.
Zinnober 39. 165.
Zinnoxyd 34.
Zinnstein 3. 164.
Zinnsulfid 38.
Zirkon 162.
Zirkonlicht 14.
Zitronenöl 345.
Zitronensäure 304.
Zoogener Kalkstein 195.
Zuckercouleur 317.
Zuckerhüte 317.
Zuckerkohle 22.
Zuckerruhr 316.
Zuckersirup 317.
Zugelastizität 2.
Zugfestigkeit 1.
Zusammengesetzte Körper 35. 36.
Zuschläge 58.
Zwiebeln 377.
Zwölffingerdarm 367.
Zymotechnik 388.

Druckfehler.

S. 170. Magnesit, statt: rhombisch lies: rhomboëdrisch.
S. 175. Beryll, statt: rhombisch lies: hexagonal.
S. 179. Galmei, statt: regulär lies: rhombisch.
S. 202. Z. 16. v. u. statt $^1/_3$ lies: $^1/_4$.

Verlag von **Leopold Voss** in **Hamburg,** Hohe Bleichen 34.

Technik der Experimentalchemie.

Anleitung zur Ausführung chemischer Experimente für Lehrer und Studierende sowie zum Selbstunterricht.

Von

Prof. Dr. Rudolf Arendt.

Zweite, umgearbeitete Auflage.

Ein Band mit 780 Abbildungen und einer Figurentafel.

1892. Preis ℳ 20.—, gebunden ℳ 22.50.

(Auch zu beziehen in 10 Lieferungen zum Preise von je ℳ 2.—.)

Auszüge aus einigen Besprechungen:

Wer die Bewegungen auf dem Gebiet des naturkundlichen Unterrichts während der letzten 20 Jahre verfolgt hat, weifs, dafs Prof. Arendt eine hervorragende Stellung in diesen Bewegungen einnimmt. Namentlich auf dem Gebiet des chemischen Unterrichts ist er in erster Linie zu nennen. Von seinen Schriften führe ich folgende an: Der Anschauungsunterricht in der Naturlehre. Materialien für den Anschauungsunterricht in der Naturlehre. Über den Unterricht der Chemie an höheren und niederen Schulen. Leitfaden für den Unterricht in der Chemie. Grundzüge der Chemie. Anorganische Chemie in Grundzügen. Lehrbuch der anorganischen Chemie. Alle diese Schriften verraten nicht nur den eine Wissenschaft beherrschenden, sondern einen solchen Lehrer der Chemie, der pädagogische Einsicht mit grofsem methodischen Geschick verbindet. Wenn nun auch ein Lehrer, der Chemie lehren will, ähnliche Eigenschaften besäfse, so wäre ein sicherer Erfolg seines Unterrichtes doch noch nicht gewährleistet; denn der chemische Unterricht erfordert auch eine nicht geringe Erfahrung und Geschicklichkeit in der Einrichtung und Ausführung der Lehrversuche. Auch hierin ist Prof. Arendt Meister, und ein grofses Verdienst hat er sich erworben, dafs er durch die glänzend ausgestattete (779 Original-Holzschnitte!) „Technik der Experimentalchemie“ den Lehrern der Chemie die Möglichkeit bietet, ihm nachzufolgen. Wer sich bei Einrichtung eines Laboratoriums, eines Hörsaals, eines Vorlesungs- oder Demonstrationsversuchs diesem Führer anvertraut, kann nicht irren. Wohl jeder Lehrer der Chemie wird das Werk, „in dem kein Vorlesungs- oder Demonstrationsversuch von irgend welchem didaktischen Wert übergangen ist“, zu Rate ziehen.

Deutsche Blätter für erziehenden Unterricht. Langensalza. Nr. 5, Mai 1894.

Die zweite Auflage des ausgezeichneten Werkes, auf welche bereits auf S. 130 des vorigen Jahrganges hingewiesen wurde, liegt nunmehr vollendet vor. Der Text der dem Ref. vorliegenden Lieferungen stimmt mit dem der ersten Auflage bis auf eine stattliche Reihe von Zusätzen überein. Diese neu hinzugekommenen Abschnitte zeigen deutlich die Fortschritte, welche die Technik des chemischen Unterrichts in den letzten Jahren gemacht hat. . . .

Einer besonderen Empfehlung bedarf das klassische Werk Arendts nicht, in vielen Schulbibliotheken dürfte es vorhanden sein, in keiner sollte es fehlen.

K. Petzold (Zerbst) in Zeitschrift für mathematischen und naturwissenschaftl. Unterricht. (Leipzig. 1893. Heft 1.)

Das vorliegende Werk des um den chemischen Unterricht so verdienten Verfassers hat viel zur Förderung des chemischen Unterrichts beigetragen und wird auch in Zukunft vielen eine notwendige resp. angenehme Beihülfe sein, um denselben richtig zu gestalten. . . .

Die Ausstattung mit Abbildungen ist eine so reichhaltige, dafs dadurch auch für den Ungeübteren die Einübung manches Verfahrens erleichtert wird. Da das Werk seinem Inhalt nach als bekannt angesehen werden darf, kann von der Inhaltsangabe abgesehen werden. Auch die zweite Auflage ist allen, die sich mit dem chemischen Unterricht beschäftigen, aufs beste zu empfehlen.

Schw. in Zeitschrift für den physikalischen und chemischen Unterricht. (Berlin 1892. Heft 6.)

Der um den methodischen Ausbau des chemischen Unterrichts hochverdiente Verfasser hat mit vorliegendem, in 10 Lieferungen erschienenen Werke eine vollständige Neubearbeitung vorgenommen und dasselbe damit den Anforderungen der Gegenwart angepafst. Dafs in unserer rastlos fortschreitenden Zeit, die auf allen Gebieten der Wissenschaft neue Entdeckungen, Vervollkommnung der Apparate und Hülfsmittel des Anschauungsunterrichtes in fast unabsehbarer Fülle hervorbringt, auch die Experimentalchemie zahlreiche Neuerungen und Verbesserungen aufweist, ist allgemein bekannt und es ist ein schwieriges Stück Arbeit, unter dem riesigen Material der vorgeschlagenen neuen Apparate einerseits, sowie der neuen Arbeitsmethoden anderseits eine richtige und zweckentsprechende Auswahl zu treffen. Arendt hat bei seiner grofsen Erfahrung und Geschicklichkeit dieses Kunststück fertig gebracht, alle Fortschritte bis auf die Gegenwart berücksichtigt und dadurch sein Werk auf den neuesten Standpunkt der experimentellen Chemie gehoben. . . .

Die Technik der Experimentalchemie verdient sowohl wegen ihres gediegenen Inhaltes, als auch wegen der vorzüglichen Ausstattung die Beachtung aller Fachgenossen und die weiteste Verbreitung.

M. Fischer (Augsburg) in Blätter f. d. bayr. Realschulwesen. (15. Oktober 1892.)

Der zweiten Abteilung der „Technik“ liegt wieder des Verf. „Methodischer Lehrgang“ zu Grunde. Dafs der Verf. auf dem Gebiete der Methodik des chemischen Unterrichts bahnbrechend gewesen ist, braucht nicht gesagt zu werden; ebenso wenig ist es aber notwendig hervorzuheben, dafs der 2. Teil des Buches auch von denjenigen Lehrern mit Vorteil benutzt werden könne, welche in der Reihenfolge, wie sie den Schülern den Lehrstoff darbieten, von dem Verfasser abweichen. Ein genaues Sachregister gestattet, die zu den einzelnen Abschnitten der Chemie gehörenden Vorlesungsversuche ohne Mühe aufzufinden.

Böttger (Berlin) in Central-Organ für die Interessen des Realschulwesens. (3. Januar 1893.)

Das vorzügliche, fein durchdachte Werk wird jedem, der Experimente auszuführen hat, ein sehr willkommenes Hülfsmittel sein, dem Anfänger wie dem Geübtesten mit weitgehendsten Ansprüchen. . . .

Wir möchten übrigens das Buch nicht nur den Lehrern der Chemie sehr empfehlen, sondern jedem Studierenden der Chemie, der in demselben eine wertvolle Ergänzung der Lehrbücher finden wird.

Dr. K. Egli in Schweizerische Pädagogische Zeitschrift. (Zürich. II. 1. 1892.)

Verlag der Buchhandlung des Waisenhauses in Halle a. S.

Arendt, Prof. Dr. Rudolf, **Methodischer Lehrgang der Chemie.** Durch eine Reihe zusammenhängender Lehrproben dargestellt. Für angehende Lehrer und Schulamtskandidaten. Lex. 8. (IV u. 188 S.) geh. ℳ 3.60.

Nicht jeder, der für ein Lehramt berufen ist, besitzt die Fähigkeit, zu erkennen, in welcher Weise er am erspriefslichsten seinen Unterricht einzurichten hat, dazu gehört neben einem guten Teil Wissen auch ein gewisses Mafs angeborenen Lehrtalentes und einige Routine im Unterricht. Wem diese Gaben mehr oder weniger versagt sind, wird in dieser Anleitung einen treuen Berater für seinen Unterricht finden, der wirkliche Lehrer, der seinen Beruf mit Lust und Liebe und pädagogisch erfafst, dürfte sich in der Mehrzahl der Fälle seinen Unterrichtsplan selbst entwerfen. Von diesen Gesichtspunkten aus dürfte das vorliegende Werk unter Umständen auch für pharmazeutische Kreise Beachtung verdienen, falls nämlich diejenigen Fachgenossen, welche Lehrlinge ausbilden, sich mit demselben eingehend bekannt machen wollten. Auch die Leiter der Pharmazieschulen seien auf dasselbe aufmerksam gemacht. Vielleicht ist es im stande, Lehrtalente, die bisher noch in latentem Zustande sich befanden, zu erwecken und die Wichtigkeit und Verantwortlichkeit des Lehrberufes zu illustrieren. (Pharmazeut. Zeitung 1887 Nr. 28.)

Arendt, Rudolf

Grundzüge der Chemie und Mineralogie method. bearb

Hamburg u.a. 1897

Chem. 5 rd

urn:nbn:de:bvb:12-bsb11804232-9